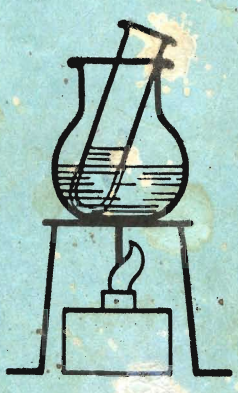
Wilhelm Fröhlich

ERLEBTE CHEMIE



Ein Lehrgang in
800
Probierglasversuchen

Franckh'sche Verlagshandlung Stuttgart

ERLEBTE CHEMIE

Anleitungsbuch
zum
Kosmos-Baukasten
Chemie

ERLEBTE CHEMIE

Ein Lehrgang in 800 Probierglasversuchen

von

WILHELM FRÖHLICH

Zugleich Anleitungsbuch zum

Kosmos-Baukasten Chemie

Mit 232 Abbildungen und 3 Tafeln

Siebente Auflage

1953

FRANCKH'SCHE VERLAGSHANDLUNG STUTTGART

Textzeichnungen von Erich Haferkorn

Franckh'sche Verlagshandlung, W. Keller & Co., Stuttgart. 1953.
Alle Rechte an Text und Bildern vorbehalten, insbesondere das Übersetzungsrecht / Copyright 1953 by Franckh'sche Verlagshandlung, W. Keller & Co., Stuttgart / Printed in Germany by Johannes Illig, Buch- und Offsetdruckerei, Göppingen.

VORWORT

Das vorliegende Buch „Erlebte Chemie" möchte einen gangbaren Weg weisen, chemische Vorgänge nicht nur lesend zu überdenken, sondern sie durch eigenhändig ausgeführte Versuche zu einem tiefer gehenden Erlebnis zu gestalten, weil nur so dauernde Erkenntnisse gewonnen werden.

Die Experimente des Lehrganges sind in der Hauptsache Probierglasversuche, die mit bescheidenem Aufwand an Material und Gerätschaften durchgeführt werden können. Aber auch der Besitzer eines gut ausgestatteten Laboratoriums findet darin viele Anregung. Zur Erzielung eines lückenlosen methodischen Aufbaus stützt sich das Buch als siebente Auflage des Anleitungsbuches zum *Kosmos-Baukasten Chemie* auf die besonders zweckmäßigen Versuchsanordnungen dieses Experimentiergerätes.

An der Ausstattung des Kosmos-Baukastens Chemie ist gegenüber der vorhergehenden Auflage nur wenig geändert worden. Der bewährte Grundlehrgang verzichtet wie bisher darauf, ein Element nach dem anderen zu behandeln. Er legt vielmehr den Hauptwert auf ein planmäßiges Fortschreiten in der Weise, daß ein Problem sich stets auf die vorhergehenden Versuche stützt und jeder Gedankensprung vermieden wird. Dabei werden im Laufe der Versuche immer wieder zahlreiche Fäden nach dem aus früheren Versuchen Bekannten gespannt, um so die erworbenen Kenntnisse zu festigen. Dadurch wird auch das Verständnis der chemischen Formeln in langsamem Fortschreiten mühelos vermittelt.

Den auf das Verständnis der chemischen Technik gerichteten Bestrebungen entsprechend sind in die Anleitung neue Abschnitte aufgenommen worden über Leichtmetalle, Ton, Glas, Zement, ferner über Teer und Teerfarben und über Kunstharze.

Um das erworbene Wissen zu sichern, sind die erarbeiteten Tatsachen in gesperrt gedruckte Lehrsätze zusammengefaßt und in den Text eingeschoben. Diese Sätze sind dann wieder, zusammen mit einem als Denkanstoß wirkenden Bildstreifen mit Versuchs-Skizzen in dem Abschnitt „Zur Wiederholung" enthalten. Sie bieten die für das weitere Fortschreiten unerläßliche Zusammenfassung und eine Gelegenheit zur Selbstprüfung.

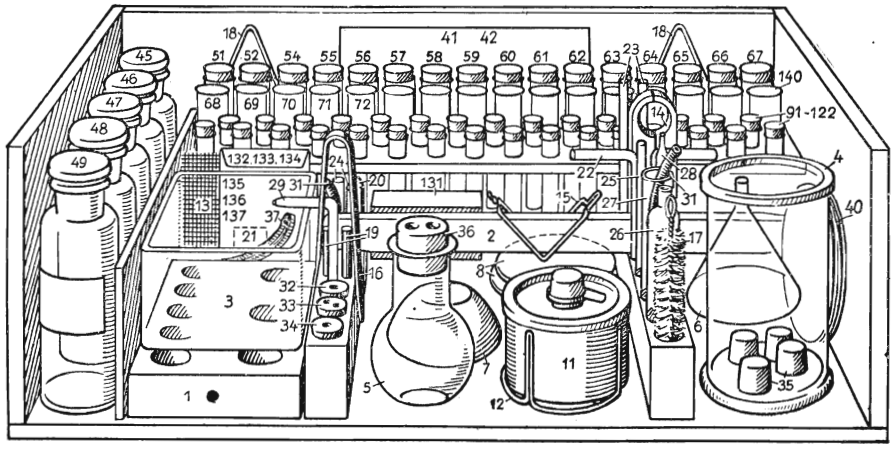
Der Baukasten will mit seiner Anleitung eine erste Einführung in die Chemie vermitteln. Die Versuche müssen im wesentlichen qualitativer Natur sein, messende und wägende Versuche haben in den Hintergrund zu treten.

Schulen, die den Baukasten und die Anleitung ihrem Unterricht zu Grunde legen, werden in der beschränkten Zeit nicht alle Versuche durchführen können, wie es bei privater Durcharbeitung möglich ist. Es sind daher in der Anleitung alle Versuche, die ohne Nachteil für das Fortschreiten des Lehrgangs vorerst weggelassen werden können, in kleinerer Schrift wiedergegeben. Die großgedruckten Versuche bis zum Abschnitt 15 bilden den Grundlehrgang, der nicht ohne zwingenden Grund verlassen werden sollte. Die weiteren Abschnitte wird der Lehrer nach Gutfinden seinem Lehrgang angliedern.

Zur Durchführung von Schülerversuchen in Schulklassen empfiehlt sich die Beschaffung eines Baukastens Chemie für den Lehrer und einer Anzahl der einfacheren *Schülergeräte Chemie*, an denen je drei bis fünf Schüler zusammen arbeiten. Diese Geräte lassen sich auf jeder einfachen Schulbank aufstellen. Dadurch, daß darin auch alle Einrichtungen zum Reinigen der Gläser bereitgestellt sind, ist eine flotte Ordnung möglich, und so dürften die chemischen Versuche eine Quelle vieler Freuden sein.

Kreuzlingen bei Konstanz, Bodensee. Wilhelm Fröhlich.

Der Kosmos-Baukasten Chemie und seine Teile



C 1 Grundplatte
C 2 Ständerstab
C 3 Glastrog
C 4 Wassergefäß
C 5 Kochflasche
C 6 Glastrichter
C 7 Porzellanschale
C 8 Vier Uhrgläser
C 10 Waagebalken

C 11 Spirituslampe
C 12 Kochergestell
C 13 Drahtnetz
C 14 Probierglashalter
C 15 Ständerklammer
C 16 Metallzange
C 17 Probierglasbürste
C 18 Zwei Waagschalenbügel
C 19 Zwei Eisenrundstifte mit Schräubchen
C 20 Lötrohrspitze

C 21 Blauglas
C 22 Zwei Winkelrohre
C 23 Zwei gerade Glasrohre
C 24 Zwei kurze Glasrohre
C 25 Glasstab
C 26 Meßrohr
C 27 Weites Glasrohr
C 28 Spitzes Glasrohr

C 31 Zwei Gummischläuche
C 32 Gummistopfen m. 1 Bohrg.
C 33 Gummistopfen m. 2 Bohrg.
C 34 Korkstopfen m. 1 Bohrg.
C 35 Ersatzkorke f. Probiergl.
C 36 Großer Korkstopfen für Kochflasche, m. 2 Bohrg.
C 37 Ein großes Gummiband

C 40 Filtrierpapier
C 41 Etiketten
C 42 Lackmuspapier, blau u. rot

C 45 Schwefelsäure**
C 46 Salzsäure**
C 47 Salpetersäure**
C 48 Natronlauge
C 49 Salmiakgeist
C 51 Schwefel
C 52 Eisendraht u. Eisenpulver
C 54 Kaliumpermanganat
C 55 Kalkwasser*
C 56 Natron
C 57 Salpetersalz
C 58 Gebrannter Kalk
C 58 Gebrannter Kalk
C 59 Silbernitratlösung*
C 60 Bleiazetatlösung*
C 61 Marmor
C 62 Gipsstein
C 63 Salmiaksalz
C 64 Benzol
C 65 Salizylsäure
C 66 Aktivkohle
C 67 Fixiersalz (Natriumthiosulfat)
C 68 Phthalsäure
C 69 Resorzin
C 70 Jodkalium
C 71 Kalziumkarbid**
C 72 Formol 40%**

C 91 Silberoxyd
C 92 Kalziummetall
C 93 Kupfersulfat
C 94 Magnesiumsulfat*
C 95 Zinksulfat*
C 96 Eisensulfat*

C 97 Kupferoxyd
C 98 Bleinitrat*
C 99 Natriumazetat*
C 100 Bariumchlorid
C 101 Kaliumbichromat
C 102 Gelbes Blutlaugensalz
C 103 Anilin
C 104 Bleiglätte
C 105 Roter Phosphor
C 106 Ammoniummolybdat
C 107 Kalziumphosphat
C 108 Jod***
C 109 Traubenzucker
C 110 Gerbsäure
C 111 Eisenchloridlösung
C 112 Kobaltnitrat
C 113 Diamantfuchsin
C 114 Kaliumbromid
C 115 Phosphorsalz
C 116 Anthrazen
C 117 Alizarin
C 118 Aluminiumsulfat
C 120 Pottasche*
C 121 Kupfersulfid*
C 122 Eisensulfid*

C 131 Holzkohle
C 132 Bleiblech
C 133 Zinkblech
C 134 Kupferblech
C 135 Silberblech
C 136 Magnesiumband
C 137 Aluminiumblech

C 140 Zehn leere Probiergläser ohne Kork

Anleitungsbuch „Erlebte Chemie"

* Diese Gläser sind leer beigegeben, ihr Inhalt wird im Laufe der Versuche aus den im Kasten vorhandenen Grundstoffen hergestellt.

** Die Flaschen 45, 46, 47 und die Probiergläser 71, 72 sind ebenfalls leer, weil Säuren und Kalziumkarbid im Postversand nicht zugelassen sind und Formol nicht beständig ist; man kann die Säuren und Formol aber für billiges Geld in jeder Apotheke oder Drogerie erhalten, wenn man die beschrifteten Gläser des Kastens gleich mitbringt. Kalziumkarbid bekommt man in Fahrradgeschäften oder in Schlossereien.

*** Jod, Glas 108, wird für den Versand im Glas 70 verpackt, weil Jod alle Metallteile im Kasten angreifen würde.

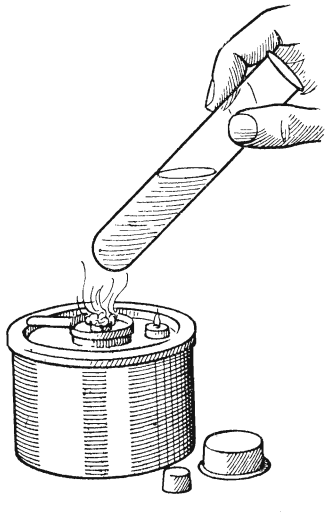
Das Material

Die gegenüberstehende Abbildung zeigt den Kosmos-Baukasten Chemie mit der Einordnung aller Geräte im Innern des Kastens.

Wenn man den oberen Deckel herauszieht, läßt sich auch die Vorderwand des Kastens herausnehmen. Die beiden Bretter können als Unterlage für die Versuche dienen; grundsätzlich stelle man nie etwas anderswohin als auf diese Brettchen. Man kehrt dabei, mit Rücksicht auf die mögliche Beschädigung durch Säuren und Feuer, die Innenseiten nach oben. Nach Gebrauch stelle man alle Teile wieder an ihren Platz in den Kasten zurück. Ganz besonders gilt dies für die Gläser und Flaschen mit Chemikalien, die nie auf den Tisch gehören.

Links stehen die drei Säuren- und die zwei Laugenflaschen. Die Probiergläser an der Kastenrückwand enthalten meist salzartige Stoffe; in den davor stehenden Röhrchen sind Stoffe enthalten, die man nur in ganz kleinen Mengen benötigt. Einige Gläser sind leer, die einen, weil wir die einzufüllenden Stoffe selbst herstellen wollen, und andere, weil flüssige Säuren mit der Post nicht versandt werden dürfen, oder weil die Stoffe (Essig, Soda, Kochsalz) in jedem Haushalt vorhanden sind. Das Glas 64 mit Benzol ist starkwandig, damit es weniger leicht zerbricht; es darf dann aber niemals über der Flamme erhitzt werden, weil dazu nur dünnwandige Gläser geeignet sind. Die leeren Probiergläser sind für die Versuche. Mit fünf Stück wird man stets auskommen. Als Ersatz für Bruch, der im Verlauf der Arbeiten immer wieder vorkommen wird, sind noch weitere fünf beigegeben. Diese sollen nicht von Anfang an mit in Gebrauch genommen, sondern für später zurückgelegt werden. Durch die Beschränkung auf nur wenige Probiergläser ist man gezwungen, die benutzten stets sofort zu reinigen, was unmittelbar nach Gebrauch auch am wenigsten Mühe macht.

Der Glastrog wird beim Arbeiten immer bereitgestellt und teilweise mit Wasser gefüllt. Die Grundplatte kommt als Probierglasständer ebenfalls auf den Tisch. Die Glasröhren und Schläuche, Lötrohrspitze, Probierglashalter und Probierglasbürste sollen immer sofort in die Löcher der Einsatzleisten gesteckt werden. Der Raum zwischen den beiden Einsteckleisten dient zur Aufstellung der Spirituslampe, der Kochflasche und des Trichters. Der Ständerstab trennt hinten einen Raum ab, in den die Uhrgläser, die Porzellanschale, die Holzkohle und das Filterpapier eingesetzt werden können. Das große Wassergefäß oder eine behelfsmäßig beschaffte Arzneiflasche enthält immer einen Vorrat an Frischwasser für die Versuche.



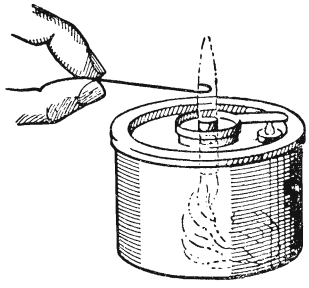
Die 5 engeren Löcher der Grundplatte dienen zum Einsetzen der Probiergläser während der Arbeit, in die drei etwas weiteren Bohrungen können die eben gereinigten Probiergläser zum Abtropfen des Wassers umgekehrt eingesetzt werden.

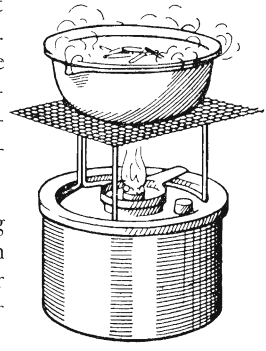
Beim Ständerstab liegt auch noch der schmalere Waagebalken. Er dient zusammen mit den beiden Waagschalenbügeln und auf diesen aufgelegten gleich großen Papierblättern zum Aufbau einer empfindlichen Waage, wie sie in der Abbildung auf S. 24 dargestellt ist.

Das schräge Loch in der Grundplatte kann oft mit Vorteil zum Einsetzen des Probierglashalters benutzt werden.

Die Spirituslampe brennt in der Art nebenstehender Abbildung als gewöhnliche Flamme und dient so

zum Erhitzen von Gläsern. Für Versuche über Flammenfärbung erzeugt man eine Spiritus*gas*flamme. Dazu wird der Docht im Röhrchen etwa 1 cm zurückgeschoben und der seitliche Ansatz des Brennerrohres so gedreht, daß er über die sehr kleine seitliche Stichflamme zu stehen kommt. Diese erhitzt die Metallzunge und damit das Brennerrohr, so daß der Brennstoff im Rohr vergast und eine fast farblose, ruhige Flamme gibt. Auch sonst kann die kleine Stichflamme oft als Zündflamme während der Versuche brennen, um Streichhölzer zu sparen.





Die andere Abbildung zeigt, wie durch Aufsetzen eines Drahtständers und des Drahtnetzes ein Kochgestell für die Porzellanschale entsteht. Zum Füllen der Lampe wird der Porzellandeckel abgehoben.

Um ein Springen der Gläser und der Porzellanschale zu vermeiden, müssen sie auf der Außenseite gut trocken gerieben sein, bevor sie aufs Feuer gesetzt werden. Anhängende Tropfen machen sie springen. In Gläsern dürfen Flüssigkeiten nicht bis auf den letzten Rest eingedampft werden, dazu dient die Porzellanschale.

Die Gummistopfen brauchen nicht sonderlich fest aufgesetzt zu werden, sie schließen auch sonst gut.

Die Säureflaschen läßt man in einer Drogerie oder Apotheke füllen; wenn man die beschrifteten Flaschen gleich mitbringt, ist das sehr billig. Man lasse sich gleich die richtig *verdünnte* Säure geben:

Schwefelsäure: 5 Teile Wasser, 1 Teil Säure.

Salzsäure: 1 Teil Wasser, 1 Teil Säure.

Salpetersäure: spez. Gewicht etwa 1,18.

Natronlauge: Man löst einfach die in der Flasche enthaltene feste Lauge, indem man die Flasche mit Wasser füllt. Für Nachbezug löse man 35 g NaOH in der Flasche mit Wasser auf. Der Hals der Laugenflasche ist innen mit Paraffin eingefettet, weil er sonst unlösbar klebt. Sollte das doch einmal eintreten, dann taucht man den Hals der Flasche in warmes Wasser, der sich dadurch stärker ausdehnt als der Stopfen, um so ein Lösen zu erreichen.

Im Umgang mit Säuren und Laugen ist größte Vorsicht geboten. Die Flaschen sind sorgfältig zu verschließen und aufzubewahren, sodaß Kinder nicht dazu gelangen können. Die Beschriftung der Flaschen muß erforderlichen Falles erneuert werden. Verschüttet man Säuren oder Laugen, dann muß sofort mit viel Wasser aufgewaschen werden. Bei Säuren wäscht man mit Salmiakgeist, bei Laugen mit Essig nach.

Die übrigen Chemikalien sind ebenfalls in Apotheken leicht nachzubeziehen oder auch vom Verlag, der sämtliche Teile jederzeit als Ersatz liefert und die Einzelteil-Preisliste kostenlos abgibt.

Glasstopfen müssen dauernd leicht eingefettet sein (mit Paraffin, Vaselin usw.) damit sie sich im Flaschenhals nicht unlösbar festfressen.

Gummischläuche lassen sich leichter über Glasrohre stülpen, wenn diese befeuchtet sind.

Eigentliche Giftstoffe sind in dem Kasten nicht enthalten, doch können die verwendeten Chemikalien, in den Mund oder in Wunden gebracht, Schaden anrichten, so auch die Stoffe, die man im Verlauf der Arbeit herstellt. Man arbeite grundsätzlich immer so vorsichtig, als ob man es mit Giften zu tun hätte, und vergesse nie, nach der Arbeit die *Hände* zu waschen.

Reinigung der Glasgeräte

Reinigung mit Bürste und Wasser dürfte in den meisten Fällen genügen. Die gewaschenen Gläser werden umgekehrt zum Abtropfen in die weiteren Bohrungen der Grundplatte gestellt. Wenn man mit einfachem Waschen nicht zum Ziele kommt, versuche man es mit nachstehenden Mitteln:

Einlegen in salzsäurehaltiges Wasser beseitigt die häufig vorhandenen kalkigen Trübungen und viele Niederschläge.

Durch *Abreiben mit einem in gebrannten Kalk* oder in *Lauge* getauchten nassen Lappen weichen die schwarzen an der Außenseite der Kochflasche und der Porzellanschale entstandenen Beschläge.

Einlegen in heißes Sodawasser macht fettige Gläser wieder hell.

Schwefelkrusten lassen sich durch Wasser nicht entfernen; wenn man aber etwas *Naphthalin* in dem mit Schwefel verunreinigten Glas schmilzt, so löst sich der Schwefel im Naphthalin. Dieses wird abgegossen. Der nun an der Glaswand haftende Rest von Naphthalin wird mit heißem Spiritus gelöst. Der Spiritus kann wieder zur Füllung der Lampe verwendet werden.

Schwarze verkohlte Reste kann man wegbrennen, indem man Salpetersalz in dem verunreinigten Glas zum Schmelzen bringt, umschwenkt, und nach dem Erkalten in Wasser einlegt.

Jodflecken an Händen entfernt man mit Salmiakgeist.

Silbernitratflecken behandelt man zuerst mit Jodkaliumlösung und wäscht einige Zeit nachher mit Fixiersalzlösung ab.

CHEMIE

Eine Laborecke

Unser Kosmos-Baukasten Chemie ist eigentlich ein in seiner Art vollständiges, tragbares Laboratorium, das man nach beendeter Arbeit auf denkbar kleinstem Raum versorgen kann. Will man aber jeden Tag mit dem Kasten arbeiten, um vorwärts zu kommen, so ist es doch angenehmer, wenn man für diese Zeit mit einem älteren Tisch eine kleine Laborecke einrichten kann. Nach und nach wird man selbst viele neue Stoffe herstellen, die man nicht gerne wegschüttet, weil man sie vielleicht später doch wieder einmal brauchen kann oder einem Freunde zeigen möchte. Dann wird man sich vielleicht ein einfaches Gestell zimmern und darauf die gelegentlich gesammelten Fläschchen der verschiedensten Art, aber gut verschlossen und sauber beschriftet, zur Schau stellen.

Den Tisch wird man, wenn er auch noch so alt ist, zuerst mit Papier bespannen. Darauf kommt dann als Hauptstück der Kosmos-Baukasten Chemie, aus dem man einige größere Teile vielleicht auf das Gestell setzen wird. Selbst wenn wir die Wasserleitung in allernächster Nähe haben, ist es doch bequemer, eine große Arzneiflasche voll Wasser zum Eingießen in die Probiergläser unmittelbar zur Hand zu haben. Ebenso notwendig ist ein größeres Gefäß, etwa ein Einmachglas, das flüssige Abfälle aufnehmen soll. Daneben mag noch eine Schachtel bereitstehen, in die man abgebrannte Streichhölzer, Papierabfälle, trockene Chemikalien usw. werfen kann. Auf der vorderen Tischfläche stehen immer die Grundplatte mit den Übungsgläsern und die Spirituslampe. Zum Arbeitsplatz gehört unbedingt auch der Glastrog mit der Probierglasbürste. Alle diese Teile unterlegen wir immer noch mit je einem Stück Karton oder noch besser Linoleum, die dann, wenn sie beschmutzt sind, erneuert werden können. Papierblätter von der Größe einer Postkarte brauchen wir sehr viele. Streichhölzer müssen auch immer an ihrem Platz sein, ebenso ein Handtuch und ein Putzlappen.

Mit der Zeit wird unser Chemiker auch etwelche chemischen Bilder, zum Beispiel die diesem Buch beigegebenen drei Tafeln, oder solche aus der später zur Ausgabe gelangenden Mappe der Wiederholungs- und Lehrblätter, oder Bilder berühmter Chemiker an der Wand aufhängen. Wenn er sich dann vornimmt, den Tisch immer sauber zu halten und alle Gläser immer sofort zu reinigen, so wird er sein Labor stets mit Stolz zeigen dürfen.

Inhalts-Übersicht

1. Das Wasser 15
2. Verbindung und Zerlegung 18
3. Das Verbrennen 22
   Die Luft und der Sauerstoff 25
   Oxydation 30
4. Kohlendioxyd und Kohlensäure 33
5. Die Schwefelsäure 41
   Wasserstoff 43
6. Die Salzsäure 50
   Das Kochsalz 55
7. Die Salpetersäure 58
8. Die Phosphorsäure 64
9. Die Salze der schwachen Säuren 66
10. Der Kalk 71
11. Chemie der Erde 79
12. Laugen 82
13. Neutralisation 89
14. Doppelte Umsetzung unter Salzen 90
15. Schwefelwasserstoff und Kohlenwasserstoff 92
16. Untersuchung unbekannter Salze 96
17. Versuche mit Malfarben 100
18. Untersuchung des Holzes 104
19. Die Ernährung der Pflanze 109
20. Stärke 116
21. Zucker 119
22. Die alkoholische Gärung 123
23. Fett 127
24. Seife 129
25. Eiweiß 131
26. Fleisch 134
27. Milch 135
28. Von Kleidung und Faserstoffen 138
29. Papier 142
30. Das Eisen 148
31. Andere Metalle 153
32. Ton, Glas, Zement 157
33. Kohle und Heizgas 161
34. Die Flamme 164
35. Gas und Gasschutz 166
36. Teer und Teerfarben 171
37. Kunststoffe 186
38. Zur Wiederholung 193
    Register 204

Chemie

ist die Lehre von den Stoffen. Während sich die Physik mit allerlei Vorgängen befaßt, bei denen der Stoff der Körper unverändert bleibt, beschäftigt sich die Chemie gerade mit den Erscheinungen, die eine Änderung der Stoffe bewirken. Die Vorgänge des Tönens, des Magnetisierens, der elektrischen Ladung, der Ausdehnung durch Wärme sind demnach physikalische Erscheinungen; das Verbrennen von Holz mit der zu beobachtenden Umwandlung in Rauch und Asche ist dagegen ein chemischer Vorgang.

Die Chemie fragt in erster Linie: *Woraus besteht dieser Stoff?*

1. Das Wasser

Als ersten zu untersuchenden Stoff wählen wir das Wasser. Einmal tun wir das, weil wir das Wasser in der Folge ständig für unsere Versuche brauchen, und ein andermal, weil es mit Sicherheit überall für unsere Versuche zur Hand sein wird. Es bedeckt nämlich als Meer fast drei Viertel der Erdoberfläche, durchströmt in Flüssen und Bächen das Land, entquillt dem Boden als Quelle, in Form von Wasserdampf schwebt es in den Wolken, und in den Eismassen der Gletscher ist es in erstarrtem Zustand aufgespeichert.

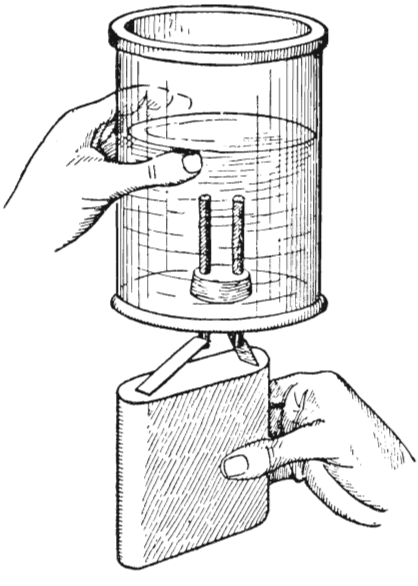
Aus der Physik dürften eine Reihe von Eigenschaften des Wassers bekannt sein. Es ist farblos, geruchlos, geschmacklos, es erstarrt bei einer Temperatur von 0°, siedet bei etwa 100°, sein spezifisches Gewicht ist 1.

In der Chemie stellen wir uns vor allem die Frage:

Woraus besteht das Wasser?

Sonderbare Frage! Das Wasser besteht eben aus Wasser. Es sieht in seiner Klarheit so einheitlich aus, daß man nicht vermuten würde, es könnte aus zwei Stoffen zusammengesetzt sein. Und doch ist es so. Der elektrische Strom soll uns helfen, das Wasser in seine beiden Bestandteile zu zerlegen.

1. Die Versuchsanordnung dazu ist in der Abbildung dargestellt. Das Wassergefäß ist unten mit dem doppelt durchbohrten Stopfen versehen, durch den zwei starke Eisenstifte hindurchführen. Diese sind mit der Stromquelle verbunden. Als solche dient am besten eine überall leicht erhältliche Taschenlampenbatterie. Nachdem man noch das Gefäß bis 1 cm über die Stifte mit Wasser gefüllt hat, hält man das Wassergefäß in der linken, die Trockenbatterie in der rechten Hand derart, daß jede Anschlußfeder der Batterie einen der Stifte berührt. Dann tritt der Strom aus der kurzen Feder in den einen Stift über, geht durch das Wasser und kommt über den zweiten Stift und die lange Feder in die Batterie zurück.

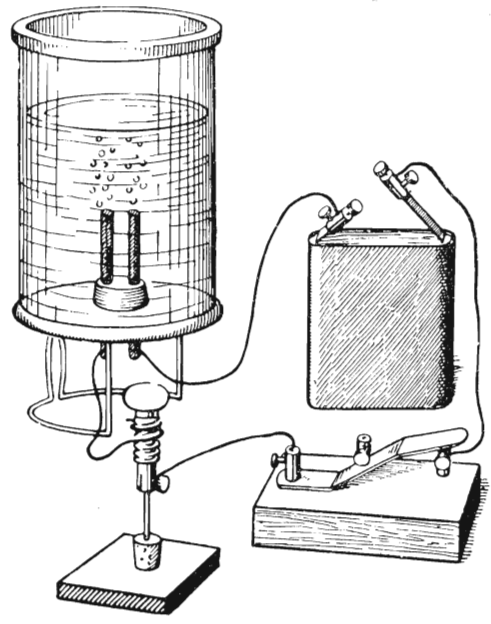


Unsere Aufmerksamkeit hätten wir hauptsächlich auf das Wasser in der Umgebung der Stifte zu richten. Wir werden nicht viel beobachten. Der Strom fließt nämlich nur schwach weil *reines* Wasser die Elektrizität schlecht leitet. Um es für den Strom durch-

lässig, also leitend zu machen, verunreinigen wir es mit Natronlauge, die wir erhalten, wenn wir die Flasche 48 mit Wasser füllen und unter mehrmaligem Umrühren mit dem Glasstab, das darin befindliche feste Natron in einigen Stunden auflösen lassen. Von dieser Natronlauge füllen wir bis zu etwa 25 mm Höhe in ein leeres Probierglas und schütten sie in das Wassergefäß unseres Versuchs.

Dabei wollen wir daran denken, daß die starke Lauge nicht verschüttet werden darf. Auf dem Fußboden, auf dem Tisch usw. gibt sie arge Flecken. In wollenen Kleidern macht sie gleich Löcher, und ein Tropfen ins Auge gespritzt könnte sogar Blindheit hervorrufen! Also Vorsicht! Wenn doch etwas verschüttet werden sollte, sofort mit viel Wasser aufwaschen!

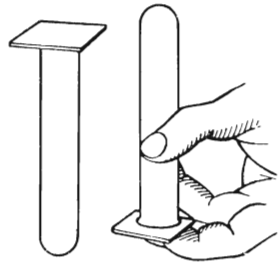
Gleich nachdem wir die Lauge in das Wasser unseres *Wasserzersetzungsapparates* gegeben haben, beobachten wir an den Eisenstiften das Aufsteigen zahlreicher Bläschen. An welchem Stift ist die Gasentwicklung stärker, an dem positiven, der mit der kurzen, oder an dem negativen, der mit der langen Anschlußfeder der Batterie verbunden ist?



Die nebenstehende Abbildung zeigt, wie man den Wasserzersetzungsapparat bequem auf das Kochergestell setzen kann, das zur Spirituslampe gehört. Man kann das Glasgefäß auch auf zwei Holzklötzchen stellen.

Wer den Kosmos-Baukasten Elektrotechnik besitzt, wird die Batterie zweckmäßig durch Drahtleitungen an die Stifte anschließen, auch ein Lämpchen in der gezeichneten Art in den Stromkreis einfügen. An ihm ist dann deutlich zu sehen, daß erst nach Zusatz der Natronlauge ein kräftiger Strom zu fließen beginnt. Der Taster erleichtert das Ein- und Ausschalten des Stromes. Die an den Enden blank gemachten Drähte werden durch die Löcher der Stifte gesteckt und verdrillt.

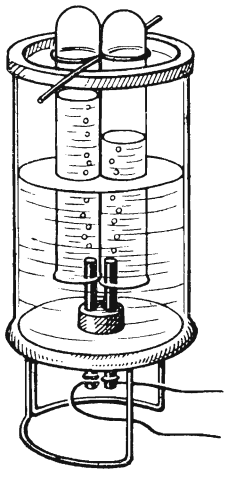
2. Die aufsteigenden Blasen sind anscheinend Luft. Um darüber Gewißheit zu haben, wollen wir sie in Probiergläser füllen, aus denen wir zuvor die Luft vollständig entfernt haben. Am leichtesten erreichen wir das dadurch, daß wir die Gläser zuerst randvoll mit Wasser füllen, ein kleines Kartonstückchen darüber legen und dann umgekehrt in das Wasser des Zersetzungsapparates tauchen. Die beiden wassergefüllten Probiergläser hängen wir nun so über die beiden Eisenstifte wie es die Abbildung zeigt, doch sollen sie nicht ganz bis auf den Grund gehen.



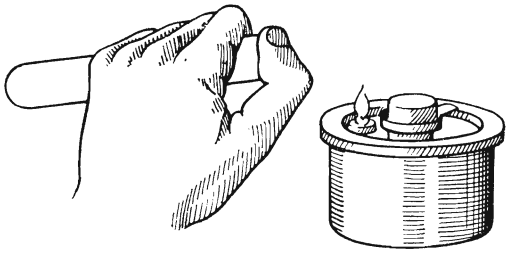
Die Gasblasen steigen nun in die Gläser und verdrängen das darin befindliche Wasser. In welchem Verhältnis stehen die Gasmengen in den beiden Probiergläsern?

Wenn das eine Glas voll ist, nehmen wir es heraus. Vor dem Herausnehmen verschließen wir es mit dem Daumen. Das zweite Glas wird dann nach einiger Zeit ebenfalls gefüllt sein.

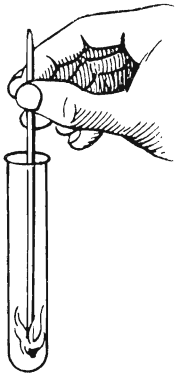
Das Herausnehmen der Probiergläser wird erleichtert, wenn zuvor das Wassergefäß mit Wasser nahezu gefüllt wird.



3. Das erste Glas nähern wir einer Flamme und geben dann die Öffnung frei. Siehe Abbildung. Das Gas verbrennt

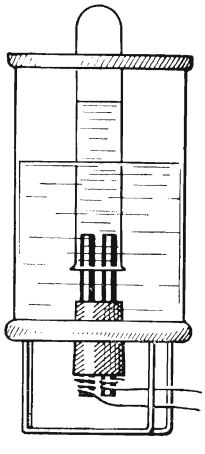


mit leichtem Sausen sofort. Daran werden wir das aus dem Wasser stammende Gas stets wieder erkennen. Wir nennen es *Wasserstoffgas*.



4. Unterdessen ist das zweite Glas auch gefüllt. Wir nähern es in gleicher Weise der Flamme. Das Gas brennt nicht, ist also kein Wasserstoff.

Nun tauchen wir einen langen Holzspan, den man etwa von einem Kistenbrett abgesplittert, dann angezündet und eben wieder gelöscht hat, mit dem noch glimmenden Ende tief in das noch unbekannte Gas. Der Span flammt von neuem auf. Dieses Gas brennt also selbst nicht, macht aber andere Körper brennen. Weil dieses Gas häufig einen Bestandteil der sogenannten Säuren ausmacht, nennt man es *Sauerstoff*.



Das Wasser besteht aus 2 Raumteilen Wasserstoff und 1 Raumteil Sauerstoff. Es ist ein zusammengesetzter Stoff oder eine *Verbindung*. Der Wasserstoff wie der Sauerstoff lassen sich auf keine Weise mehr weiter zerlegen, es sind unteilbare Grundstoffe oder *Elemente*.

Man bedient sich in der Chemie gerne einer abgekürzten Schreibweise, indem man für die Namen der Elemente die Anfangsbuchstaben ihrer lateinischen oder griechischen Bezeichnung setzt. Wasserstoff heißt auch Hydrogenium, vom griechischen hydor = Wasser, genesis = das Entstehen, und hat daher das Zeichen H; Sauerstoff oder Oxygenium, vom griechischen oxys = scharf, wird angedeutet durch das Zeichen O.

Die Verbindung Wasser wäre demnach zu schreiben:

$$\text{Wasser} = H_2O$$

5. Durch die elektrische Zerlegung oder *Elektrolyse* des Wassers wurden seine beiden Bestandteile von einander ge-

trennt. Vielleicht vereinigen sie sich wieder zu Wasser, wenn wir die beiden Gase in einem Gefäß zusammenbringen. Am einfachsten stülpen wir ein Probierglas über beide Stifte des Zersetzungsapparates und fangen die Gase gemeinsam auf. Wider Erwarten tritt keine Wiedervereinigung der Gase ein.

6. Nun umhüllen wir dieses Probierglas mit einem Tuch für den Fall, daß es springen sollte, und halten die Mündung an eine Flamme. Zweifellos sind wir von dem kräftigen Knall erschrocken. Unter heftiger Explosion haben sich die Gase nun zu Wasser vereinigt. Vorher waren sie nur gemischt, jetzt aber sind sie wieder verbunden.

Die Explosion ist ganz ungefährlich, solange das Probierglas nicht etwa mit einem Kork verschlossen ist. Das Umwickeln mit dem Tuch war denn auch eine vielleicht etwas übertriebene Vorsichtsmaßnahme, aber in dieser Beziehung wollen wir lieber zu viel tun als zu wenig.

Wir müssen nun unterscheiden: eine bloße Mischung von zwei Teilen Wasserstoff und einem Teil Sauerstoff bildet das explodierende *Knallgas*. Eine Verbindung der beiden Gase gibt einen Stoff von ganz anderen Eigenschaften, nämlich Wasser.

Wenn man die Elektrolyse des Wassers so lange fortsetzen würde, bis die Menge des Wassers um genau 1 Liter abgenommen hat, dann würden 1250 Liter Wasserstoff und 625 Liter Sauerstoff abgetrennt worden sein.

Als Ergebnis unserer ersten Versuchsreihe merken wir:

Wasser ist eine Verbindung von zwei Raumteilen Wasserstoff und einem Raumteil Sauerstoff. Zeichen: H_2O. **A***

Wasserstoff, H, ist ein gasförmiges Element, er ist farblos, sehr leicht und brennbar. **B**

Sauerstoff, O, ist ein gasförmiges Element, er brennt nicht, aber er macht andere Körper brennen. **C**

Knallgas, H_2+O, ist eine Mischung. **D**

Verbindungen haben oft ganz andere Eigenschaften als ihre Bestandteile: Mischungen haben etwa die durchschnittlichen Eigenschaften. **E**

2. Verbindung und Zerlegung

In den vorhergehenden Versuchen haben wir einen scheinbar einheitlichen Stoff in seine Grundstoffe oder Elemente zerlegt. Eine solche Zerlegung nennt der Chemiker eine *Analyse*. Ebensooft steht der Chemiker vor der Aufgabe, aus mehreren Elementen durch Verbindung einen neuen Stoff zu bilden, eine *Synthese* zu machen. Eine solche Verbindung zweier Elemente wollen wir jetzt veranlassen.

1. Wir betrachten einen Streifen Kupferfolie von etwa 6 cm Länge und 1 cm Breite, den wir von unserem Vorrat im Kasten abschneiden. Das Kupfer ist rotbraun, glänzend, sehr biegsam. Wir wissen von ihm auch, daß es ein guter Leiter der Elektrizität und der Wärme ist. An diesen Eigenschaften werden wir es wieder erkennen.

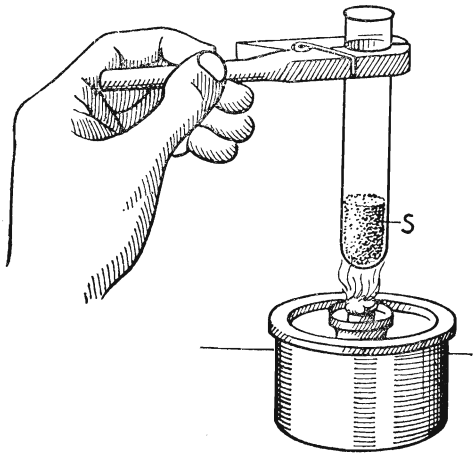
2. Im Glas 51 finden wir ein gelbes Pulver, Schwefel. Eigenschaften des Schwefels, an denen wir ihn jederzeit wieder erkennen, sind seine gelbe Farbe, vielleicht

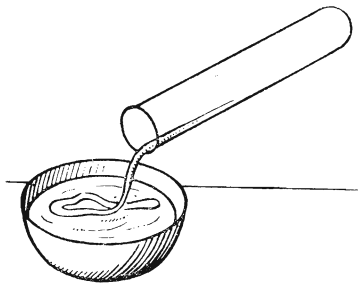
* Diese Buchstaben verweisen auf die gleichlautenden Lehrsätze in den Wiederholungsblättern. Soweit die Lehrsätze hier in den laufenden Text nicht aufgenommen sind, lese man sie jetzt schon im Abschnitt „Zur Wiederholung", Seite 192 und ff., nach.

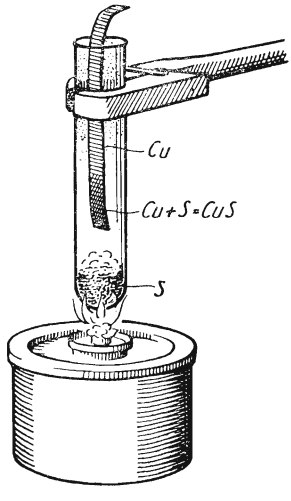
auch der Umstand, daß er sich im Wasser nicht löst, wovon wir uns durch einen Versuch mit einer erbsengroßen Probe überzeugen. Wir prüfen Geruch und stellen fest, daß der Schwefel an sich keinen Geruch verbreitet. Was man gelegentlich als Schwefelgeruch bezeichnet, ist der beim Verbrennen des Schwefels entstehende Geruch; dabei beobachtet man nur eine kleine blaue Flamme.

Schwefel wie das vorhin erwähnte *Kupfer* sind *Elemente*, lassen sich also nicht weiter zerlegen. Wir geben dem Kupfer das Zeichen Cu, vom lateinischen cuprum, und dem Schwefel das Zeichen S, vom lateinischen sulfur.

3. Nun bringen wir in ein Probierglas 3 cm hoch Schwefelpulver und erwärmen über der Spiritusflamme. Welche Veränderungen beobachten wir im Verlaufe der fortgesetzten Erwärmung? Der Schwefel schmilzt zu einer hellgelben Flüssigkeit, wird dann braun und merkwürdigerweise wieder dickflüssig und zähe; man kann das Probierglas umkehren, ohne daß etwas ausfließt. Bei noch weiterem Erhitzen wird der dicke Schwefel wieder dünnflüssig, und schließlich beginnt er als Dampf dem Glas zu entsteigen. Was beobachtet man nach einiger Zeit an den Wänden des Probierglases? Der Schwefeldampf hat sich dort nach Abkühlung als feines Pulver, sogenannte *Schwefelblüte*, niedergeschlagen. Der Dampf ist unmittelbar in den festen Zustand übergegangen, ohne, wie es sonst die Regel wäre, zuerst flüssig zu werden. Diesen Übergang aus dem Dampfzustand in den festen Zustand unter Überspringen der flüssigen Form heißt man *Sublimieren.*







(4.*) Man beobachtet am Schwefel noch ein sonderbares Verhalten. Wir gießen von dem siedenden Schwefel etwa die Hälfte in kaltes Wasser, das sich in der Porzellanschale befindet. Wie ist der so plötzlich erstarrte Schwefel? Seiner Knetbarkeit wegen nennt man ihn *plastischen Schwefel.*

* Wer reichlich Zeit zur Verfügung hat, mag auch die auf den folgenden Seiten im Kleindruck eingeschobenen Versuche als Ergänzung durcharbeiten. Bei beschränkter Zeit, wie etwa im Schulunterricht, wird man nur die großgedruckten Hauptversuche ausführen, die unter sich einen geschlossenen Lehrgang darstellen.

(5.) Anders verhält sich der Schwefel, den man nur eben bis zum Schmelzen erhitzt, oder im Probierglas bis etwa zu dieser Temperatur abkühlen läßt, und dann in kaltes Wasser gießt.

(6.) Reibt man ein trockenes Stück solchen Stangenschwefels auf Papier und nähert es kleinen Papierschnitzeln, so werden diese angezogen, ein Zeichen, daß Schwefel durch Reiben elektrisch werden kann, da er ein Nichtleiter der Elektrizität ist.

7. Nun wollen wir im Probierglas nochmals Schwefel zum Sieden erhitzen, dann den Kupferstreifen aus Versuch 1 zuerst an einem Ende in der Flamme erwärmen und dann, mit der Metallzange gefaßt, tief in das mit Schwefeldampf erfüllte Probierglas einführen. Es soll ein Aufglühen des Streifens beobachtet werden, worauf man ihn herausnimmt und betrachtet. Nicht wahr, er hat sich sehr verändert! Wie steht es mit seiner Farbe, mit der vorhin so gerühmten Biegsamkeit? Auch die Elektrizität würde er jetzt nicht mehr leiten.

Es ist durch Vereinigung des Kupfers mit dem Schwefel ein ganz neuer Stoff entstanden. Dabei ist uns sicher nicht entgangen, daß die Verbindung unter feurigem Aufglühen des Kupfers vor sich ging. Der neue Stoff ist Schwefelkupfer oder Kupferschwefel, wie man will. In abgekürzter Form würden wir den Vorgang so beschreiben:

Cu	+	S	= CuS
cuprum		sulfur	Kupfer*sulfid*

Das selbstgemachte Kupfersulfid bewahren wir als erstes Erzeugnis unserer chemischen Tätigkeit in dem dafür vorgesehenen Glasröhrchen 121 auf.

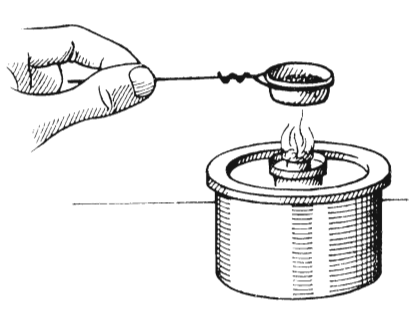
8. Auch mit anderen Metallen vereinigt sich der Schwefel. Auf ein Papierblatt schütten wir etwas Eisenpulver, das wir aus dem Glas 52 entnehmen. Aber während uns sonst das Eisen als glänzendes Metall bekannt ist, bemerken wir an dem schwarzen Pulver nichts von diesem Metallglanz. Eine Eigenschaft des Eisens, die nur ihm eigentümlich ist, soll uns zu seiner Erkennung dienen. Eisen wird vom Magnet angezogen. Wenn wir dies an unserem Pulver beobachten können, muß es tatsächlich Eisen sein. Versuch mit dem Magnet aus dem Kosmos-Baukasten Elektro!

9. Nun füllen wir in ein innen trockenes Probierglas 12 mm hoch Schwefelpulver, darüber 7 mm hoch Eisenpulver und schütteln gut durch. Die erhaltene *Mischung* schütten wir auf den Deckel einer Blechbüchse oder in das Hütchen der Spirituslampe. Die Mischung ist durch den zugefügten Schwefel merkbar gelblich geworden, mit dem Magnet ließe sich aber immer noch das Vorhandensein des Eisens nachweisen. Probe!

Der Versuch bestätigt die schon früher gewonnene Erkenntnis: Eine *Mischung* hat immer etwa die durchschnittlichen Eigenschaften der Bestandteile.

Wenn wir die beiden Stoffe nun veranlassen werden, sich auf's engste chemisch zu verbinden, dann werden wir sehen, daß eine *Verbindung* ganz andere Eigenschaften erhält als die sie zusammensetzenden Stoffe vermuten lassen.

10. Durch Erwärmen wird, wie wir aus Versuch 1/6 (Wasserstoff und Sauerstoff) und Versuch 2/7 (Kupfer und Schwefel) wissen, die Verbindung erleichtert. Wir erwärmen daher das Häuflein unserer Schwefel-Eisenmischung über der Spiritusflamme, indem wir das Hütchen mit einem Draht fassen oder auch einfach auf das Drahtnetz stellen. Sobald die Masse an einer Stelle zu glühen beginnt, nehmen wir sie von der Flamme



weg. Das Glühen pflanzt sich durch das ganze Häuflein fort, und wenn es aufgehört hat, die Masse erkaltet ist, was ziemlich lange geht, dann prüfen wir diese auf Anziehung mit dem Magnet. Sie wird nicht mehr angezogen, höchstens noch einige Reste des Eisenpulvers, die von dem Glühen nicht erreicht wurden und darum unverbunden geblieben sind. Die blauschwarze Farbe erinnert auch in keiner Weise an die ursprünglichen Stoffe. Wir haben einen neuen Stoff, eine Verbindung von Schwefel mit Eisen zu sogenanntem *Schwefeleisen*.

Fe	+	S	=	FeS
Eisen		Schwefel		Schwefeleisen

Eisen (Fe), lateinisch = ferrum.

Die Verbindung des Schwefels mit anderen Stoffen heißt man *Sulfide*, und darum bezeichnen wir die beiden in Versuch 7 und 10 selbst hergestellten neuen Verbindungen auch als Kupfersulfid bzw. Eisensulfid. Das Eisensulfid bewahren wir im Röhrchen 122 für die späteren Versuche 15/1 und 17/6 auf.

Die neue Verbindung Eisensulfid gleicht in keiner Weise den Elementen, aus denen sie entsanden ist.

Wir stellen fest:

Kupfer, Cu, ist ein Element, ein rotbraunes, glänzendes, biegsames Metall. **A**

Schwefel, S, ist ein Element, er ist gelb, geruchlos und brennt mit kleiner blauer Flamme. **B**

Kupfersulfid, CuS, ist blauschwarz, spröde und matt. **C**

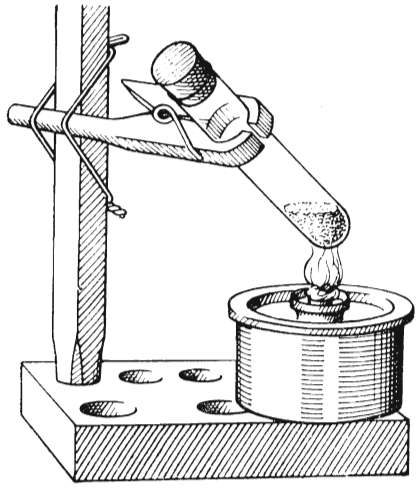
Eisen, Fe, ist ein Element, es ist grauweiß und wird vom Magnet angezogen. **D**

Eisensulfid, FeS, ist graublau, spröde und wird vom Magnet nicht angezogen. **E**

Die Tätigkeit des Chemikers erstrebt entweder die Zerlegung eines Stoffes, eine sogenannte *Analyse*, oder die Vereinigung von Grundstoffen zu Verbindungen, eine *Synthese*. Welche unserer bisherigen Versuche sind als Analysen, welche als Synthesen anzusprechen?

Der nächste Versuch soll nochmals eine Zerlegung sein.

11. Wir bringen in ein Probierglas etwa die Hälfte des schwarzen Pulvers aus dem mit Silberoxyd beschrifteten Röhrchen 91. Wir schließen das Probierglas lose mit einem Stopfen und fassen es mit dem Probierglashalter, der nach Anweisung der Abbildung mit der Ständerklammer am Stativ befestigt wird. Nun erhitzen wir das Pulver über der Spiritusflamme längere Zeit, bis Farbänderung eingetreten ist.



Welche Veränderungen zeigt das Pulver? Was sieht man dicht oberhalb des Pulvers?

Der Umstand, daß sich das Glas mit einer Art Dampf oder Gas füllt, veranlaßt uns zunächst zu untersuchen, welches Gas dies sein könnte. Wenn es eines der

beiden schon bekannten Gase Wasserstoff oder Sauerstoff wäre, wie würden wir diese erkennen? Prüfen wir einmal auf Wasserstoff, indem wir ein brennendes Hölzchen an die Rohrmündung halten! Wenn die erwartete Flamme brennenden Wasserstoffs nicht eintritt, prüfe man noch auf Sauerstoff, indem man einen eben gelöschten, also noch glimmenden Holzspan rasch und tief in das Probierglas einführt. Der so nachgewiesene Sauerstoff muß aus dem Pulver infolge der Hitze entwichen sein.

12. Das vorher schwarze Pulver glänzt nach Abkratzen der obersten Schicht sehr schön weiß. Es steckte darin das Metall *Silber*, das aber mit Sauerstoff verbunden zur Unkenntlichkeit verändert war. Silber ist ein Element und hat das Zeichen Ag vom lateinischen argentum.

Das zerlegte schwarze Pulver war eine Verbindung

Ag	+	O	oder	AgO
Silber		Oxygenium		Silberoxyd

Verbindungen eines Stoffes mit Sauerstoff heißt man immer Oxyde.

Das Silber hat sich in der Hitze so innig an das Glas gelegt, daß wir es nicht leicht davon entfernen können; es soll in einem späteren Versuch Verwendung finden und wird dafür samt dem Probierglas aufgehoben.

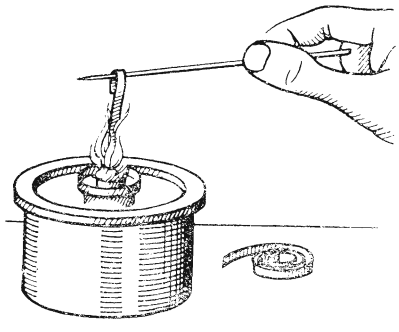
Wir haben somit erkannt:

Silber, Ag, ist ein Element und ein weißglänzendes Metall. **F**

Silberoxyd, AgO, ist ein schwarzes Pulver, es zerfällt beim Erhitzen in Silber und Sauerstoff. **G**

3. Das Verbrennen

1. In der Papiertüte unseres Kastens ist unter anderem ein schmaler Metallstreifen enthalten. Er ist mattgrau, biegsam, leicht, aber doch nicht etwa Aluminium, sondern ein ähnliches Metall: *Magnesium*. Als Element hat es das Zeichen Mg. Mit seinem spezifischen Gewicht von 1,74 ist es das leichteste Metall.



Ein 5 cm langes Stück dieses Magnesiumstreifens hänge man an eine Stricknadel und erwärme das untere Ende mit einer Streichholzflamme. Zur Schonung der Augen empfiehlt es sich, bei der eintretenden Erscheinung nicht zu lange hinzuschauen. Ein merkwürdiges Metall!

Magnesium, Mg, ist leicht und brennt mit blendend heller Flamme. **A**

Pulverförmiges Magnesiummetall ist wegen der beim Verbrennen erzeugten großen Helligkeit ein Hauptbestandteil des zum Photographieren bei Nacht benutzten sogenannten *Blitzlichtes* und der *Feuerwerkskörper*.

Eine Legierung von 90 Teilen Magnesium mit 10 Teilen Aluminium ist bekannt als Leichtmetall *Elektron*. Dieses brennt ebenfalls sehr leicht. Aus der Art, wie Magnesium brennt, begreift man, daß Brände, durch brennendes Magnesium oder Elektron hervorgerufen, schwer zu löschen sind.

2. Was ist aus dem Magnesium geworden? Ein ganz anderer Stoff, der völlig weiß und sehr spröde ist. Da Magnesium als Element nicht zersetzt werden kann,

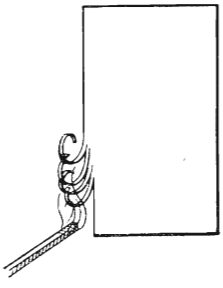
muß der neue Stoff eine Verbindung darstellen, eine Verbindung des Magnesium mit einem Bestandteil der Luft, denn ein anderer Stoff war ja nicht zugegen. Dieser Teil der Luft ist der schon bekannte Sauerstoff, der ja immer dabei ist, wenn es gilt, einen Körper brennend zu machen. Der Vorgang beim Verbrennen des Metallbandes wäre daher:

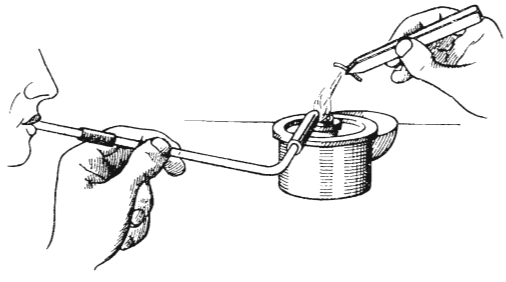
Mg	+	O	=	MgO
Magnesium		Sauerstoff		Magnesiumoxyd

Wir zerreiben etwas von dem weißen Magnesiumoxyd auf der Hand und erkennen, daß unser neuer Stoff dasselbe ist, wie die sog. Magnesia der Turner.

3. Vielleicht ist Magnesium nicht das einzige Metall, das brennen kann. Wir versuchen Zinkspänchen, die man mit einer Schere an dem grauen Zinkblech einschneidet, mit dem Streichholz zu entzünden; vermutlich ohne Erfolg. Zink ist das Blech, aus dem die Blechdächer der Häuser bestehen. Es ist ein Element, Zeichen Zn (zincum). **C**

Unter Benützung einer heißen Stichflamme gelingt es uns, wenigstens ein kleines Spänchen zu entzünden. Man beachte das fahlblaue Aussehen der Flamme.





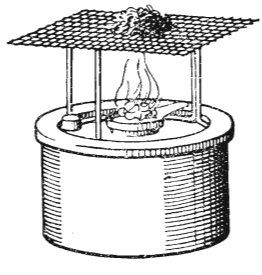
Um eine gute Stichflamme zu erhalten, setzt man die Lötrohrspitze auf ein Winkelrohr, wenn notwendig unter Umwickeln des Glasrohres mit Papier, und hält sie in die Flamme, während man mäßig stark in das Glasrohr hineinbläst. Vorteilhaft verlängert man das gewinkelte Glasrohr um das gerade Rohr mit einem Stückchen Gummischlauch, damit umhersprühende Zinkteilchen nicht das Auge treffen*.

Das Verbrennungsprodukt ist diesmal eine Verbindung des Metalls Zink mit dem Sauerstoff der Luft:

Zn	+	O	=	ZnO
Zink		Sauerstoff		Zinkoxyd

Das Zinkoxyd gleicht dem Magnesiumoxyd; eine unterscheidende Eigenschaft entdecken wir, wenn wir das Zinkoxyd noch einmal erwärmen, am besten indem wir es auf die Holzkohle legen und mit der Stichflamme schräg von oben daraufblasen. Das an sich weiße Zinkoxyd wird beim Erhitzen mit der Flamme immer wieder zitronengelb. Magnesiumoxyd würde weiß bleiben. **D**

4. In dem Röhrchen 92 sind Späne des Metalls Kalzium (Ca) enthalten. Wir legen ein Häuflein davon auf das Drahtnetz und erhitzen die Späne vorsichtig mit der Stichflamme des vorherigen Versuchs, oder auch nur mit der Spirituslampe, von unten her. Vorsichtig, daß nichts in die Augen spritzt! Ein Uhrglas als Brille vor das eine Auge halten, das andere schließen. Die Späne verbrennen zu weißem Oxyd. Wie färbt sich dabei die Flamme? **E**



* Glasrohre gleiten in Gummi leichter, wenn sie benetzt sind.

$$\underset{\text{Kalzium}}{Ca} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O} = \underset{\text{Kalziumoxyd}}{CaO}$$

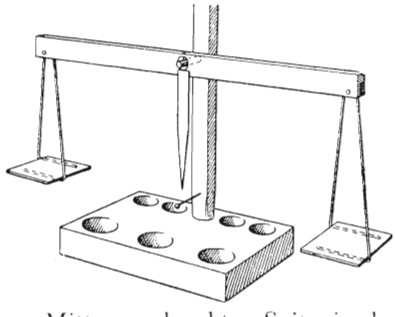
Das Oxyd wird vom Drahtnetz abgekratzt und vorläufig in Glas 55 aufbewahrt. **F**

5. Ein großes Zinkstück war vorhin nicht zum Brennen zu bringen, wohl aber ein kleines. Zerkleinern erleichtert die Verbrennung. Obwohl bekannt ist, daß Eisen nicht brennt — wie könnte man es sonst zu Pfannen und zu Dampfkesseln verwenden — erdreisten wir uns, Eisen zu verbrennen.

Unserer Beobachtung entsprechend benützen wir fein zerteiltes Eisen und lassen ganz wenig Eisenpulver in die Spiritusflamme fallen. Unter Aufglühen verbrennen die einzelnen Eisenstäubchen und bieten so das Schauspiel eines Funkenregens, wie er schöner noch bei Feuerwerksveranstaltungen ebenfalls durch verbrennende Eisenteilchen hervorgebracht wird. Alle Eisenteilchen, die von der Glut erfaßt werden, haben sich dabei mit dem Sauerstoff der Luft verbunden zu Eisenoxyd.

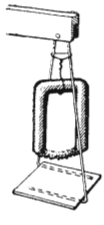
$$\underset{\text{Eisen}}{Fe} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O} = \underset{\text{Eisenoxyd}}{FeO}$$

6. In der zweiten Hälfte des 18. Jahrhunderts steckte die Chemie noch in den Anfängen. Man hielt damals manche Verbindungen für Elemente und Elemente für Verbindungen. Namentlich stritt man sich darüber, ob beim Verbrennen etwas aus den Stoffen herauskommt oder ob ein Stoff hinzutrete. *Lavoisier* entschied diese und andere Streitfragen im Jahre 1774, indem er die Waage in den Dienst der chemischen Forschung stellte. Genaue Wägungen beseitigten so viele bisherigen Irrtümer, daß erst von da an die eigentliche Entwicklung der Chemie einsetzen konnte.



In der Abbildung ist gezeigt, wie aus Teilen des Baukastens eine für unsere Zwecke genügend genaue Waage zusammengestellt werden kann. In die Grundplatte wird der Ständerstab eingesetzt und in sein Querloch der Eisenstift mit Vertiefung. Der Waagebalken liegt mit der in seiner Mitte angebrachten Spitze in der Vertiefung auf dem Eisenstift. Zu beiden Seiten werden die Waagschalenbügel eingehängt, auf die man gleich große Papierblätter als Waagschalen auflegt. Den Zeiger kann man sich leicht aus starkem Zeichenpapier schneiden und am Waagebalken ankleben.

7. Um zu entscheiden, ob ein Körper beim Verbrennen schwerer oder leichter wird, hängen wir an das eine Ende des Waagebalkens einen guten Magnet, am besten den aus dem Kosmos-Baukasten Elektro. Zuvor haben wir ihn mit den Polen in viel Eisenpulver getaucht, so daß er davon einen mächtigen Bart trägt. Zufolge dieser lockeren magnetischen Aufhängung kann dann die Luft überall leicht zu den Eisenteilchen dringen. Auf die Waagschale der anderen Seite kommt, beim Fehlen anderer Gewichte, die Porzellanschale, die soweit mit Wasser gefüllt wird, bis der Magnet einigermaßen im Gleichgewicht gehalten ist. Durch Verschieben eines auf den Waagebalken gelegten Hölzchens oder dergleichen wird noch ganz genau waagrechte Einstellung des Balkens bewirkt.



Nun entzünden wir das Eisen an mehreren Stellen mit der Streichholzflamme, natürlich ohne den Waagebalken zu erschüttern. Die Glut wandert in dem Eisenpulver von außen nach innen und bald sinkt die Seite des Magnets. Wir bemerken an den verbrannten Teilen die blaue Farbe des Eisenoxyds. **G**

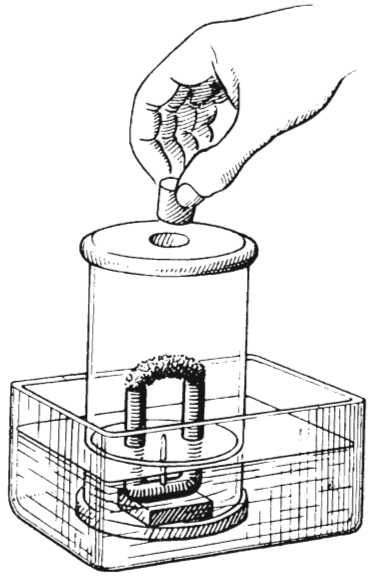
Eisen wird beim Verbrennen schwerer, weil das Gewicht des sich damit verbindenden Sauerstoffs hinzukommt. **H**

Wie reimt es sich damit, daß eine Kerze beim Brennen zweifellos kleiner und leichter wird? Hier entweichen eben die bei der Verbrennung entstehenden neuen Stoffe in die Luft, während sie beim Eisen zurückbleiben.

Die Luft und der Sauerstoff

8. Der Sauerstoff wird im vorhergegangenen Verbrennungsversuch aus der Luft weggenommen und an das Eisen gefesselt. Im abgeschlossenen Raum muß sich das in einer Abnahme der darin enthaltenen Luftmenge äußern, wie der folgende Versuch beweist:

In ein Brettchen von etwa 4×4 cm wird ein Nagel geschlagen und darauf der Magnet gesetzt, nachdem er mit frischem Eisenpulver versehen ist. Das Ganze wird in den großen Glastrog gestellt, der halb mit Wasser gefüllt ist; dann wird das runde Wassergefäß darüber gesetzt. Das Wasser steht am Glaszylinder innen und außen gleich hoch. Ein gut schließender Stopfen ist bereit. Zur Einleitung der Verbrennung wird das Glas nochmals abgehoben und das Pulver einfach mit einer Streichholzflamme an mehreren Stellen angezündet, alsdann das Glas rasch darüber gestülpt ohne Stopfen, damit der Wasserstand innen und außen gleich sein kann. Sowie das Glas übergestülpt ist, wird es mit dem Stopfen gut verschlossen.

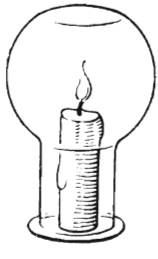


Wie ist es zu deuten, daß nun Wasser in das Glas hinaufsteigt? Wie hoch steigt es?

Das Wasser nimmt den Platz der verschwundenen Luft ein. Weil bei den Versuchen immer höchstens ein Fünftel der eingeschlossenen Luftmenge verbraucht wird, ergibt sich, daß nur ein Fünftel der Luft aus dem die Verbrennung fördernden Sauerstoff besteht. Vielleicht haben wir etwas weniger als ein Fünftel beobachtet; genaue Ergebnisse erhält man nämlich nur bei Verwendung des sehr leicht brennbaren, aber seiner hohen Giftigkeit wegen für uns ausscheidenden Phosphors.

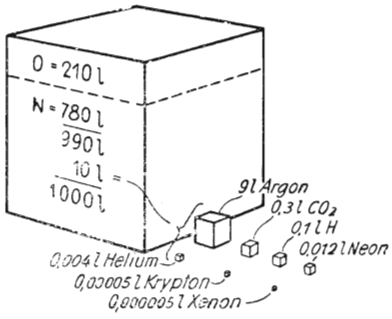
9. Nicht nur bei der Verbrennung von Eisen, sondern bei jeder Verbrennung wird Sauerstoff verbraucht. Dies kann man mit einer Kerze zeigen, die durch Anwärmen des unteren Endes am Boden des Glastroges festgeklebt wird. Nach dem Anzünden stülpt man wieder das runde Glasgefäß darüber und schließt es sofort mit dem Stopfen. Der Trog soll etwa 2 cm tief Wasser enthalten. Die Flamme erlischt bald und das Wasser steigt im Glasgefäß.

10. Über eine auf dem Tisch stehende brennende kleine Kerze stülpe man die Kochflasche und zähle, nach wieviel Sekunden die Flamme erlischt. Dann hebe man die Flasche vorsichtig ab, daß wenig von dem Gasinhalt entweichen kann, und setze sie sofort wieder mit der Mündung auf den Tisch. Dann entzünde man die Kerze von neuem und stülpe die Flasche nochmals darüber. Die Flamme erlischt fast augenblicklich. Der in der Flasche zurückgebliebene Gasrest ist für die Verbrennung nicht mehr geeignet, er erstickt die Flamme. Dieser Rest besteht aus dem gasförmigen Element *Stickstoff*, abgekürzt N von nitrogenium.



J

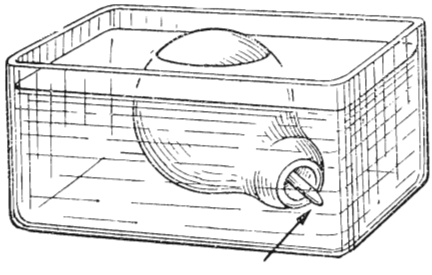
Die Luft setzt sich zusammen aus vier Fünfteln Stickstoff und einem Fünftel Sauerstoff. Dazu kommen etwa $^1/_{100}$ andere Gase, darunter ganz geringe Mengen der sogenannten Edelgase, Argon, Neon, Helium, Krypton und Xenon. Die Gase sind aber nicht miteinander verbunden, sondern stellen nur eine Mischung dar. Das sieht man am besten bei flüssig gemachter Luft, die man durch Abkühlung auf —140° erhält. Wenn man flüssige Luft stehen läßt, verdunstet zuerst der Stickstoff, weil er für sich allein erst bei —146° flüssig wird, während der Sauerstoff für sich allein bis —119° flüssig bleibt. Wären die beiden Gase verbunden, würden sie zusammen verdunsten.



Die Luft ist eine Mischung von $^1/_5$ (21%) Sauerstoff und $^4/_5$ (78%) Stickstoff. **K**

Durch Luftverflüssigung werden für Metallgewinnung, chemische Industrie und Gewerbe große Mengen Sauerstoff erzeugt, die in Stahlflaschen mit 125 Atmosphären Druck eingepreßt werden.

(11.) Weil in sauerstoffhaltiger Luft selbst Metalle verbrennen, wenn sie zuvor bis zum Glühen erhitzt werden, muß man in den elektrischen Glühbirnen den Sauerstoff sorgfältig von den glühenden Leuchtdrähten fernhalten. Früher hat man die Glühbirnen daher luftleer gepumpt und somit sauerstofffrei gemacht. Jetzt füllt man sie statt dessen häufig mit Stickstoff, daher die Bezeichnung *Nitralampen*. Ob man es mit einer luftleeren oder stickstoffgefüllten Birne zu tun hat, erkennt man daran, daß erstere sich vollständig mit Wasser füllt, letztere aber nur zu einem kleinen Teil, wenn man das nach Ablösung des Sockels sichtbar werdende Röhrchen unbrauchbar gewordener Birnen unter Wasser mit einer Zange abbricht. Der nicht vom Wasser eingenommene Raum bei der gasgefüllten Birne enthält dann reinen Stickstoff. Wer ausgebrannte Glühbirnen zur Verfügung hat, sollte verstehenden Versuch machen.



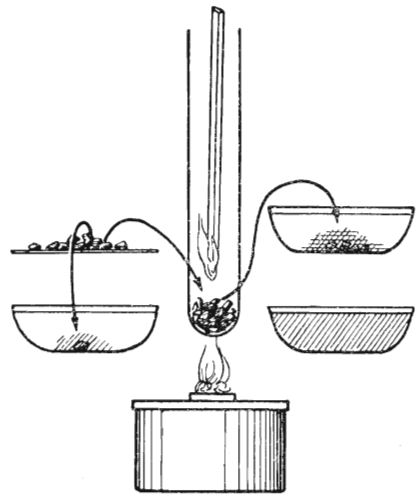
12. Der Stickstoff wirkt in der Luft gewissermaßen als Verdünnungsmittel, denn in reinem Sauerstoff würden die Verbrennungen viel lebhafter verlaufen.

Wir wollen uns unverdünnten Sauerstoff bereiten und einige derartige Verbrennungen beobachten. Eigentlich hatte schon der Versuch 2/11 eine Verbrennung in reinem Sauerstoff gezeigt. Der Sauerstoff rührte von der Zerlegung des Silberoxyds her.

Zur Darstellung größerer Mengen eignet sich besser der mit *Kaliumpermanganat* bezeichnete Stoff in unserem Glas 54. Man betrachte ein Körnchen nach Form und Farbe. Die violette Färbung schillert oft gründlich und erinnert damit an Tintenstifte. Man löse eines der kleinen glitzernden Kristallkörnchen in der mit Wasser gefüllten Porzellanschale. Diese Farbe der Lösung überrascht, da sie nicht der äußeren Farbe des Stoffes zu entsprechen scheint.

13. In ein Probierglas füllen wir nur wenig Kaliumpermanganat, so daß die Bodenrundung des Glases kaum ausgefüllt ist, und erhitzen es über der Spiritusflamme. Das Glas halten wir mit dem Probierglashalter. Ein glimmender Holzspan ist bereit, er wird in das Glas eingeführt, nachdem das Zerknistern des Stoffes und das Aufwirbeln von Staub angezeigt hat, daß eine Veränderung eingetreten ist. Das Aufflammen des Spanes läßt das Vorhandensein von Sauerstoff erkennen. Der

Span wird sofort wieder herausgezogen und das Erhitzen so lange fortgesetzt, bis der Span nach wiederholtem Einführen nicht mehr aufflammt, ein Zeichen, daß das Kaliumpermanganat allen verfügbaren Sauerstoff abgegeben hat.



14. Von dem bis zur Erschöpfung des Sauerstoffs erhitzten Stoff bringen wir dann ein Probekörnchen in eine Schale reinen Wassers und beachten die *sofort nach dem Einbringen* im Wasser eintretende Färbung. Die Verschiedenheit gegenüber dem früheren Versuch zeigt, daß wir es nun mit einem ganz andern Stoff zu tun haben. Nach Verlust des Sauerstoffes hat er nicht mehr die gleichen Eigenschaften.

Kaliumpermanganat bildet blauviolette, grünlich schimmernde Kristalle, die sich im Wasser rotviolett auflösen. **L**

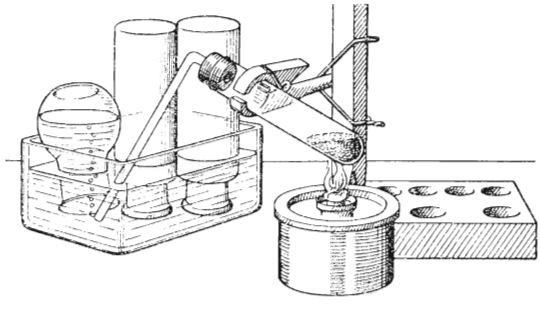
Beim Erhitzen gibt das Kaliumpermanganat einen Teil seines Sauerstoffes ab und wird zu Kaliummanganat.

Kaliummanganat ist schwarz und löst sich im Wasser mit grüner Farbe auf. **M**

Dabei vermag es dem Wasser Sauerstoff zu entnehmen und wird so wieder zu Kaliumpermanganat.

15. Der Umstand, daß Kaliumpermanganat so leicht Sauerstoff abgibt, bildet eine bequeme Möglichkeit zur Darstellung größerer Mengen von Sauerstoff. Wir wollen die Kochflasche, sowie die zunächst noch leeren Flaschen 45 und 46, mit reinem Sauerstoff füllen. Weil im folgenden Versuch immerhin die Gefahr des Springens besteht, wählen wir besser etwa gleich große, sorgfältig gesäuberte Arzneiflaschen. Um die Luft aus den Flaschen zu entfernen, füllen wir sie bis zum Überlaufen mit Wasser und bedecken sie mit dem kleinen Blauglas oder einem Karton. Wir drücken diese Deckel an die Flaschen, kehren sie um und stellen sie mit dem Hals nach unten in den Trog, der zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. Jetzt kann der Deckel weggenommen werden, um die zwei anderen Flaschen in gleicher Weise ins Wasser zu stellen.

Als Gasentwickler dient ein Probierglas, das 3 cm hoch Kaliumpermanganat enthält und mit Stopfen und winkelförmigem Ableitungsrohr versehen ist. Die ersten Gasblasen lassen wir in die Luft aufsteigen, weil sie vermutlich nur die vorher im Probierglas gewesene Luft sind. Nachher hält man die Mündung des Ableitungsrohres unter die



etwas geneigt zu haltende erste Flasche und füllt dann nacheinander alle Flaschen. Wenn dabei der Trog sich mit Wasser füllt und überzulaufen droht, schöpft man mit der Porzellanschale Wasser heraus. Nachher nimmt man die erste Flasche, nach vorherigem Unterschieben der Glasplatte, heraus und stellt sie auf den Tisch. Die Glasplatte bleibt auf der Flasche als Deckel.

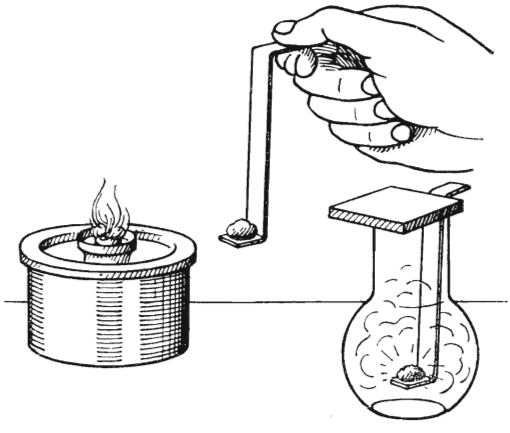
Wie sieht der Sauerstoff aus? Falls das Wasser leicht rot gefärbt sein sollte, sind durch zu rasches Erhitzen Teilchen des Permanganats mit dem Glas herübergekommen.

16. In reinem Sauerstoff werden Verbrennungen lebhafter verlaufen als in der Luft, wie schon aus Versuch 2/11 bekannt ist. Es soll einmal Schwefel darin verbrannt werden. Auf einen, wie aus der Abbildung ersichtlich, winkelförmig gebogenen Eisenblechstreifen, etwa von einer alten Büchse, wird ein Stückchen Papier von etwa 1 cm² Größe gelegt und darauf etwas Schwefelpulver. Bei Erwärmen tränkt sich das Papier mit Schwefel (Schwefelschnitte), und dann wird der Schwefel an der Spiritusflamme entzündet. Die Farbe und Größe der Flamme ist zu beobachten, ebenso der auftretende Geruch. Schwefel brennt mit kleiner blauer Flamme.

17. Den noch brennenden Schwefel senken wir in die Flasche mit Sauerstoff und decken bis auf den für Blechstreifen nötigen Raum wieder mit der Glasplatte zu. Im Sauerstoff brennt Schwefel nicht mehr wie vorhin mit kleiner, schwach leuchtender Flamme, sondern mit hellem Leuchten.

Durch die Verbindung von Schwefel mit Sauerstoff entsteht dann das graue Gas, das nach dem Erlöschen die Flasche füllt. Es ist Schwefeloxyd. Weil der Schwefel die Eigentümlichkeit hat, sich mit der doppelten Menge Sauerstoff zu verbinden als man eigentlich erwarten könnte, nennt man das Gas Schwefel*zwei*oxyd oder Schwefel*di*oxyd. Griechisch dyo = zwei.

$$\underset{\text{Schwefel}}{S} + \underset{\text{2 Sauerstoff}}{2\,O} = \underset{\text{Schwefeldioxyd}}{SO_2}$$



Wir heben den Deckel der Flasche und entfernen den Blechstreifen mit dem erloschenen Schwefel. Dafür senken wir eine farbige Blüte in das graue Schwefeldioxyd und lassen sie einige Minuten darin. Sie wird gebleicht. Man prüfe auch vorsichtig den Geruch des grauen Gases. Aus dem Umstand, daß das graue Gas auch bei abgenommenem Deckel nicht entweicht, schließen wir, daß es schwerer ist als Luft und stellen fest:

Schwefeldioxyd, SO_2, ist ein graues schweres, stechend riechendes Gas, das Pflanzenfarbstoffe bleicht. **N**

Neu ist an dem Versuch, daß beim Verbrennen auch gasförmige Oxyde entstehen können, diese also durchaus nicht immer fest zu sein brauchen. Ebenso ist denkbar, daß ein Oxyd flüssig sein kann. In Versuch 1/4 haben wir bewiesen, daß Wasser ebenfalls eine Verbindung mit Sauerstoff ist, also ein Oxyd. Wie könnte man es nennen?

Dies erinnert uns an das zur Bereitung von Mundwasser verwendete Wasserstoffsuperoxyd von der Formel H_2O_2. Es enthält überschüssigen Wasserstoff, den es leicht abgibt und der dann die Bakterien zerstört.

18. In die mit dem grauen Schwefeldioxyd gefüllte Flasche gießt man einige Millimeter hoch Wasser und schüttelt um, nachdem die Flasche mit einem Kork verschlossen wurde. Der Nebel verschwindet. Das Schwefeldioxyd hat sich im Wasser aufgelöst. Das mag auf das Wasser nicht ohne Einfluß geblieben ein. Man prüfe den Geschmack eines Tropfens der Lösung auf der Zunge. Diese Beobachtung gibt eine Erklärung dafür, daß der Sauerstoff als Ursache dieses sauren Geschmacks vermutet und dementsprechend benannt wurde.

Mit den sauer schmeckenden Stoffen werden wir uns später beschäftigen.

19. Wir trennen mit einem Messer ein etwa bohnengroßes Stück von unserer Holzkohle ab und halten es mit der Metallzange in die Spiritusflamme bis es brennt. Holzkohle enthält das Element Kohlenstoff, das wir jederzeit an seiner schwarzen Farbe erkennen; es brennt nicht mit Flamme, sondern nur mit Glut. Sein Zeichen ist C, vom lateinischen carbo = Kohle.

K o h l e n s t o f f . C. i s t s c h w a r z u n d b r e n n t m i t G l u t. **O**

20. An ein Stück dünnen Eisendrahtes, der sich im Glas 52 befindet, binden wir einen erbsengroßen Splitter Holzkohle kreuzweise fest. Das am Draht befestigte Kohlenstück bringen wir in der Spiritusflamme zum Glühen und senken es dann in die zweite Flasche mit Sauerstoff. Auch hier wird die Verbrennung lebhafter. Kohlenstoff verbindet sich mit dem Sauerstoff zu Kohlendioxyd.

$$\underset{\text{Kohlenstoff}}{C} + \underset{\text{2 Sauerstoff}}{2\,O} = \underset{\text{Kohlendioxyd}}{CO_2}$$

Vergeblich suchen wir in der Flasche nach dem entstandenen Oxyd.

Kohlendioxyd ist nämlich nicht nur wie das Schwefeldioxyd gasförmig, sondern außerdem farblos und darum unsichtbar. **P**

21. In die dritte Sauerstoff-Flasche senken wir noch einmal einen Eisendraht, an dem ein höchstens weizenkorngroßes Kohlensplitterchen befestigt ist. Nachdem der Sauerstoff das Splitterchen verbrannt hat, stürzt er sich auf den glühenden Draht und verbrennt ihn, daß die Funken nach allen Seiten sprühen.

Was beobachtet man am Ende des Drahtes, und was bedeutet das Funkensprühen? *In reinem Sauerstoff verbrennt sogar das Eisen.*

Aus den Versuchen 1 bis 9 und 15 bis 20 ergibt sich:

Die Verbrennung ist immer die Verbindung eines Stoffes mit Sauerstoff, eine sogenannte Oxydation.

Sie wird erleichtert durch Zerkleinern des Stoffes, durch Zufuhr reinen Sauerstoffes, und muß meist eingeleitet werden durch Erwärmung des Stoffes auf eine gewisse Temperatur, die Entzündungstemperatur.

Umgekehrt kann man offenbar die Verbrennung unterbrechen und ein Feuer löschen durch Entzug des Sauerstoffs, indem man die Flamme zudeckt, und durch starke Abkühlung unter die zum Brennen nötige Temperatur, wie dies beim Löschen mit Wasser eintritt.

Oxydation

22. Neben diesen meist von Wärme- und Lichtentwicklung begleiteten Oxydationen gibt es auch solche, die weniger lebhaft und daher ohne Lichterscheinung verlaufen, aber deswegen doch als Verbrennungen bezeichnet werden dürfen.

Kupfer ist uns schon aus dem Versuch 2/7 bekannt. Kupfer, Cu, ist rotbraun, glänzend, biegsam.

Man halte einen Streifen Kupferblech mit der Metallzange in die Spiritusflamme und betrachte seine Oberfläche nach dem Erhitzen. Der schwarzbraune Überzug ist kein Kupfer mehr, sondern ein neuer Stoff, der durch Verbindung des Sauerstoffs der Luft mit dem Kupfer entstanden ist, also Kupferoxyd genannt werden muß.

Cu	+	O	=	CuO
Kupfer		Sauerstoff		Kupferoxyd

Beim Zerknittern des Kupferbleches, etwa über weißem Papier, sieht man, wie das Kupferoxyd abblättert. Darunter zeigt sich wieder rotes Kupfer. Durch neuerliches Erhitzen und Zerknittern lassen sich weitere Schichten Kupferoxyd erzeugen.

Sicherlich ist hierbei dem aufmerksamen Beobachter die anfänglich aufgetretene grüne Flammenfärbung nicht entgangen. Sie soll uns später dazu dienen, in Verbindungen das Vorhandensein von Kupfer nachzuweisen.

K u p f e r o x y d i s t b r a u n s c h w a r z , s p r ö d e u n d m a t t. **Q**

23. Was geschieht, wenn man eine blanke Nadel in der Spiritusflamme erhitzt? Der dunkle Überzug ist Eisenoxyd:

Fe	+	O	=	FeO
Eisen		Sauerstoff		Eisenoxyd

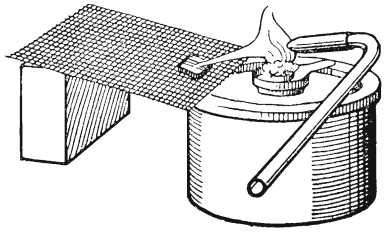
Durch plötzliches Abkühlen der erhitzten Nadel in Wasser, das sich in der Porzellanschale befindet, gelingt es, das oberflächliche Eisenoxyd in kleinen Flocken abzusprengen. Wenn der Schmied das glühende Eisen hämmert, sprühen die glühenden Eisenoxydteilchen nach allen Seiten. Sie werden darum auch als Hammerschlag bezeichnet.

24. An neuen Kupferleitungen beobachtet man nach einigen Wochen, daß die ursprünglich glänzende Oberfläche matt und dunkel wird. Die in Versuch 22 beobachtete Oxydation tritt nämlich auch bei gewöhnlicher Temperatur ein, allerdings erfolgt sie dann sehr langsam.

25. Ähnliches tritt auch bei dem Metall Blei ein. Wir entnehmen unserer Tüte ein Stück Bleiblech. Blei ist ein Element, Zeichen Pb = plumbum. Es fällt durch seine große Schwere auf, auch ist es so weich, daß man es mit dem Fingernagel ritzen kann (Versuch!). Man schabe mit einem Messer den grauen Überzug von der Oberfläche und betrachte den Metallglanz. Nach einer Woche betrachte man diese Fläche wieder und vergleiche sie auch mit einer neuerdings blankgemachten Stelle. Das Blei hat schon wieder merklich gedunkelt, indem es sich an der Oberfläche mit dem Sauerstoff der Luft verband. Es ist oberflächlich *oxydiert.*

Pb	+	O	=	PbO
Blei		Sauerstoff		Bleioxyd

(26.) Man kann auch ein kleines Stück Blei von ½ cm² auf dem Drahtnetz mit der Stichflamme, wie sie in Versuch 3/3 verwendet wurde, erhitzen; dann überzieht es sich mit einer Haut von gelbem Bleioxyd, das man auch Bleiglätte nennt. Unser Röhrchen 104 enthält solche *Bleiglätte.* **RS**



Vielleicht hat man an einzelnen Stellen beobachtet, daß die gelbe Schicht sich vorübergehend rot färbt. Dort ist ein anderes Bleioxyd Pb_3O_4, also von größerem Sauerstoffgehalt entstanden. Das rote Bleioxyd ist unter dem Namen *Mennige* bekannt als Anstrichfarbe.

(27.) Noch leichter als Blei oxydieren die Metalle Natrium und Kalium. Weil Versuche mit ihnen nicht ungefährlich sind, konnten sie dem Kasten nicht beigegeben werden. Versuche mit Kalium- und Natriummetall werden wohl in allen Schulen vom Lehrer vorgezeigt.

Natrium, Zeichen Na, oxydiert so leicht, daß es gänzlich vom Luftsauerstoff abgeschlossen aufbewahrt sein muß. Selbst Einlegen in Wasser könnte sein Verbrennen nicht verhindern, weil es imstande ist, den Sauerstoff des Wassers zur Verbrennung zu benutzen. Das Gleiche gilt für das Metall Kalium, Zeichen K. Beide werden darum in sauerstofffreiem Erdöl aufbewahrt; sie sind so weich, daß sie sich mit dem Messer schneiden lassen. Die Schnittfläche oxydiert augenblicklich unter Blaufärbung. **TU**

Wenn man weizengroße Stücke Natrium oder Kalium in ein Glas mit Wasser wirft, verbinden sich beide Metalle mit dem Sauerstoff des Wassers. Weil das entstehende Oxyd sich sofort im Wasser auflöst, sind die Metalle bald völlig verschwunden. (Durch Herumspritzen von Metall und kleine Explosionen können Augenverletzungen entstehen. Versuche hinter Schutzscheibe machen!)

(28.) An einem Eisennagel bringen wir etwas Natrium und nachher etwas Kalium in die nach Anweisung im Versuch 5/36 farblos gemachte Flamme der Spirituslampe. Die Flamme wird gelb bzw. violett gefärbt. Die Flammenfärbungen dieser Stoffe werden wir in den Versuchen 5/39, 40 wieder beobachten. **V**

29. Noch leichter oxydiert der weiße Phosphor. Er ist dem Kasten nicht beigegeben, weil er sehr giftig ist. Er ist ein Element, Zeichen P.

Ein Stück davon leuchtet im Dunkeln und beginnt einen weißen Rauch von Phosphoroxyd P_2O_5 zu entwickeln. Er wird unter Wasser aufbewahrt.

30. Roter Phosphor aus dem Röhrchen 105 entzündet sich weniger leicht. Auf einem Blechdeckel, der über die Spiritusflamme gelegt wird, entzündet er sich und füllt die darüber gestülpte Kochflasche mit Phosphoroxyd P_2O_5. Roter Phosphor ist nicht giftig. Das weiße Phosphoroxyd ist in Wasser löslich, wir entfernen es durch Ausschwenken der Flasche mit Wasser. **W**

Man ordne die bis jetzt bekannten Stoffe nach ihrer Oxydierbarkeit.

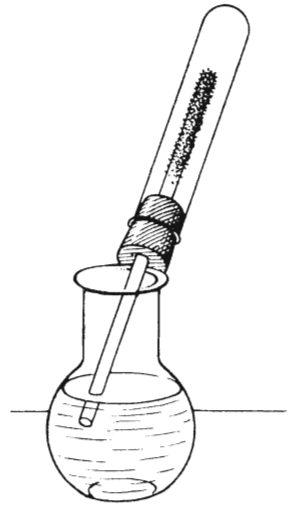
31. Ein Stückchen Silberblech aus der Tüte unseres Kastens erhitze man in der Flamme bis zum Glühen. Nach dem Erkalten ist das Metall so blank wie zuvor. Es oxydiert selbst in der Hitze nicht. Diese Eigenschaft haben außer dem *Silber* auch noch das *Gold* und das *Platin*. Sie heißen *Edelmetalle*, weil sie infolge der schweren Oxydierbarkeit stets ihre blanke Oberfläche behalten.

(32.) Man kann den Versuch 31 auch mit einem silbernen Schmuck- oder Gebrauchsgegenstand wiederholen. Das Ergebnis erklärt sich daraus, daß für diese Zwecke, z. B. Münzen, kein reines, sondern mit Kupfer vermengtes Silber verwendet wird.

Neben den eigentlichen Edelmetallen kann man noch Halbedelmetalle unterscheiden, wie z. B. Nickel und Chrom. Diese oxydieren in der Kälte nicht, beim Erhitzen laufen sie durch Bildung von Oxyd blau an (Bügeleisen).

33. Durch die Oxydation fallen alle unedlen Metalle einer mehr oder weniger raschen Zerstörung anheim. Besonders gilt dies vom Eisen. Es erleidet, allerdings nur bei gleichzeitigem Vorhandensein von Feuchtigkeit, eine besondere Art Oxydation, es *rostet*. Beim Rosten wird also Sauerstoff verbraucht, was durch die in der Abbildung dargestellte Versuchsanordnung bewiesen werden kann. Das gerade Glasrohr wird durch den mit einer Bohrung versehenen Gummistopfen gesteckt und in ein Probierglas gesetzt. Das nasse Rohr taucht man mit dem ins Probierglas kommenden

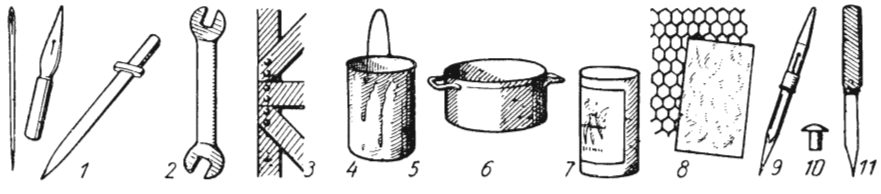
Teil in Eisenpulver aus dem Glas 52, so daß es damit überzogen ist. Die freie Mündung des Rohres tauche man in Wasser. Wie verändert sich der Wasserspiegel im Glasrohr? Wieso ist darum das Rosten als Oxydationsvorgang nachgewiesen?



34. Durch den Vorgang des Rostens werden alljährlich große Mengen von Eisen zerstört. Darum sind die Maßnahmen zur Verhütung des Rostens von großer Bedeutung.

Das Rosten tritt nicht ein, wenn entweder der Zutritt von Wasser oder der Zutritt von Sauerstoff unmöglich gemacht wird. Dementsprechend kommen als Rostschutz folgende Verfahren in Betracht:

1. *Einfetten* zur Abhaltung des Wassers, z. B. Werkzeuge, Maschinenteile.
2. *Oxydieren*. Indem man das Eisen durch Erhitzen mit einer dicht schließenden Schicht von Hammerschlag = Eisenoxyd überzieht, kann das darunterliegende Eisen nicht weiter zu Rost oxydieren. Blau angelaufene Werkzeuge.
3. *Anstreichen* mit einem nicht mehr oxydierenden Stoff, z. B. dem schon oxydierten roten Bleioxyd „Mennige", das mit Leinöl gemischt häufig als rostschützender Grundanstrich benützt wird. Eisentürme und Eisenbrücken.
4. *Überziehen mit Teer* schützt Gas- und Wasserleitungsrohre.
5. *Lackieren* mit Harzlösung oder Ähnlichem, findet Anwendung bei Fahrzeugen.
6. *Emaillieren* schützt gußeiserne Gegenstände, z. B. Bratpfannen, durch einen Überzug von undurchsichtiger Glasmasse.
   Überziehen mit edleren Metallen, die nicht oxydieren, kann das Rosten ebenfalls verhüten, nämlich:
7. *Verzinnung* von Eisenblech gibt z. B. das Weißblech der Konservendosen.
8. *Verzinktes Drahtgeflecht und Eisenblech* nennt man galvanisiertes Eisen; man erkennt es an der eisblumenartigen Gestaltung der Oberfläche.
9. *Vernickeln und Verchromen* ist üblich bei Fahrradteilen und Werkzeugen, Wasserhahnen, Fenster- und Türgriffen, Bestecken usw.
10. Weniger häufig werden Eisenteile verkupfert, versilbert oder gar vergoldet.
11. Man hat entdeckt, daß bei Stahl die Neigung zur Rostbildung durch Zusätze von 20% Chrom und 5% Nickel beseitigt werden kann. Rostfreier Stahl.



Das Rosten wird verhindert durch: 1. Einfetten, 2. Oxydieren, 3. Ölfarbanstrich, 4. Teerlack, 5. Harzlack, 6. Emaillieren, 7. Verzinnen, 8. Verzinken, 9. Vernickeln oder Verchromen, 10. Verkupfern, 11. Verwendung rostfreier Legierung. **X**

Der Kampf gegen den Rost erfordert in allen Ländern einen fortlaufenden Aufwand von ungeheuren Summen.

35. Man lege eine Sammlung von Gegenständen an, die in der vorstehend genannten Weise gegen Rost geschützt sind. Mit einem Magnet kann man prüfen, ob unter der Schutzschicht wirklich Eisen vorhanden ist oder etwa Messing oder Kupfer.

Zusammenfassung:

Die Verbindung eines Stoffes mit Sauerstoff heißt Oxydation, die entsprechende Verbindung heißt Oxyd. **Y**

Eine Verbrennung ist eine lebhafte Oxydation, meist begleitet von Wärme- und Lichterscheinungen. **Z**

Im Laufe unserer bisherigen Versuche haben wir schon eine ganze Anzahl von Elementen und Verbindungen kennengelernt, und es dürfte zweckmäßig sein, sie nochmals in Erinnerung zu rufen, oder gar in einer Tabelle zusammenzustellen, etwa wie folgt:

H Wasserstoff ist gasförmig, farblos, leicht und brennt.

O Sauerstoff ist gasförmig, farblos, brennt nicht, macht andere Körper brennen.

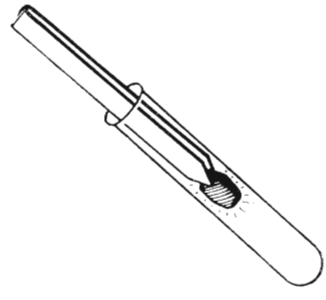
SO_2 Schwefeldioxyd, graues, stechend riechendes Gas, das Pflanzenstoffe bleicht.

Die Elemente Cu, S, Fe, Ag, Mg, Zn, Ca, N, C, Pb, Na, K, P.

Die Verbindungen H_2O, CuS, AgO, FeS, MgO, ZnO, CaO, FeO, CO_2, CuO, PbO, Pb_2O_3, NaO, KO, P_2O_5.

4. Kohlendioxyd und Kohlensäure

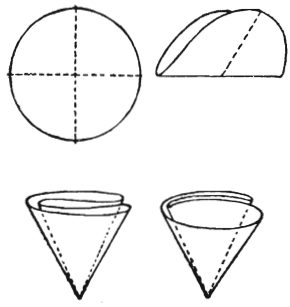
1. Obwohl die Oxydation der Stoffe stets durch eine Zufuhr von Wärme eingeleitet werden muß, verlaufen doch einige Oxydationsvorgänge nach Erreichung einer gewissen Temperatur ohne weitere Wärmezufuhr lebhaft weiter, und es wird dabei sogar noch eine beträchtliche Menge Wärme nach außen abgegeben. Um diese Wärme nutzbar zu machen, wird namentlich die Verbrennung der Kohle in größerem Umfang absichtlich veranlaßt, sei es, um unsere Wohnungen zu heizen oder um Dampf für unsere Lokomotiven zu erzeugen usw. Die Verbrennung des Kohlenstoffs soll uns in den folgenden Versuchen näher beschäftigen.

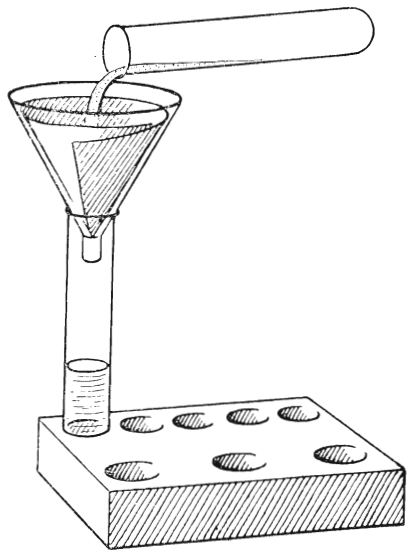


In ein Probierglas halten wir nach Anweisung der Abbildung mit der Metallzange ein kleines Stückchen Holzkohle, das zuvor in der Spiritusflamme zum Glühen gebracht wurde. Das Probierglas soll das Verbrennungsprodukt auffangen. Aus Versuch 3/20 wissen wir schon, daß das entstehende Kohlendioxyd unsichtbar ist. Trotzdem ist es in dem Probierglas vorhanden. Das in Versuch 3/4 hergestellte und im Glas 55 aufbewahrte Kalziumoxyd soll helfen, das Vorhandensein des Kohlendioxyds nachzuweisen.

2. Zu dem Kalziumoxyd bringen wir 8 cm hoch Wasser, verschließen mit dem Finger und schütteln. Das Kalziumoxyd löst sich im Wasser auf. Die Lösung ist noch trübe von ungelöstem Oxyd. Zur *Trennung von Ungelöstem* wird eine Lösung *filtriert*. Die Filtriereinrichtung ist in der Abbildung dargestellt. In den Trichter kommt eine Scheibe des nach Anweisung der folgenden Abbildung gefalteten Filtrierpapiers.

Die klar abfließende Lösung ist kein gewöhnliches Wasser, wie die Prüfung eines Tropfens auf der Zuge ergibt. Wir bezeichnen sie mit der Aufschrift Kalziumwasser





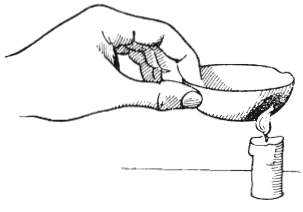
oder *Kalkwasser*, weil wir die gleiche Lösung später auch aus Kalk herstellen können. Mit Kork gut verschließen!

3. In ein sauberes Probierglas bringen wir 1 cm hoch Kalkwasser, schütteln und betrachten die Flüssigkeit. Sie wird sich kaum verändert haben, ein Zeichen, daß in dem folgenden Versuch nicht das Schütteln die Ursache etwa eintretender Veränderungen ist.

Nun schieben wir in dieses gleiche Glas mit dem Kalkwasser eine glimmende Kohle wie in Versuch 1, nehmen die Kohle heraus, schließen das Glas mit dem Daumen und schütteln wieder. Die Lösung wird trübe, weil jetzt unsichtbares Kohlendioxyd im Glas vorhanden war. Die Trübung von klarem Kalkwasser soll uns in Zukunft immer zum Nachweis von Kohlendioxyd dienen.

Das Probierglas, in dem sich das trübe Kalkwasser befindet, soll sofort durch Einlegen in das Wasser des Troges und durch Ausspülen gereinigt werden. Man denke immer daran, daß die sofortige Reinigung viel weniger Mühe macht als die spätere Beseitigung eingetrockneter Krusten.

(4.) Wir können auch aus der vorübergehend geöffneten Ofenklappe ein Probierglas voll Rauch entnehmen, indem wir es über der Glut ein wenig hin- und herschwenken und dann mit dem Daumen zuhalten. Nachher beweist das Kalkwasser durch seine Trübung, daß wir etwas Rauch eingefangen haben.



5. Man lasse eine Kerzenflamme gegen die Außenseite der Porzellanschale brennen. Was ist der entstehende schwarze Beschlag? Ruß ist fast reiner Kohlenstoff, der merkwürdigerweise in dem schneeweißen Stearin der Kerze versteckt war und nun in der Flamme verbrennt.

6. Beim Verbrennen von Kohlenstoff entsteht immer Kohlendioxyd, das sich daher in der Umgebung der brennenden Kerze nachweisen lassen muß. Wir halten ein Probierglas kurze Zeit so über die Kerzenflamme, daß der aufsteigende „Rauch" zum Teil hineinziehen kann. Nach wenigen Augenblicken schließen wir das Probierglas unten mit einem Kork so, daß etwas von dem unsichtbaren Rauch eingesperrt ist. Nun gießen wir rasch, etwa 5 mm hoch, Kalkwasser hinzu und schütteln. Damit ist der Nachweis geleistet, daß von der Kerzenflamme Kohlendioxyd aufsteigt.

In der Kerzenflamme verbrennt Kohlenstoff zu Kohlendioxyd. **A**

7. Holz enthält ebenfalls Kohlenstoff, wie man an dem Schwarzwerden eines angebrannten Zündholzes erkennt. Man wiederhole den vorhergehenden Versuch mit einer Streichholzflamme.

Rauch besteht immer in der Hauptsache aus heißer Luft und Kohlendioxyd. **B**

Wenn der Rauch vermengt ist mit Wasserdampf, ist er weiß wie bei der Lokomotive, eine Verunreinigung durch aufgewirbelte Kohlenteilchen läßt ihn aber schwarz erscheinen.

8. In einem Uhrglas wird etwas Speiseöl erwärmt, dann ein Docht aus Watte hineingesetzt und über den Rand des Glases herausgezogen. Diese einfache Öllampe zünden wir an. Mit der Porzellanschale oder einem Blechdeckel suchen wir in der Flamme nach Kohlenstoff. Wir erfahren, daß Öl und in gleicher Weise auch alle Fette wie z. B. die Butter, Kohlenstoff enthalten.

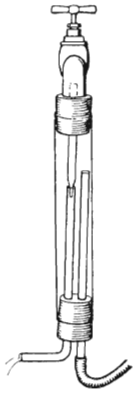
9. In der Porzellanschale oder besser noch auf einem Büchsendeckel erhitzt man ein halbes Stück Würfelzucker recht gründlich. Es entweicht Wasserdampf und ein brennbares Gas. Wenn dieses zu brennen anfängt, muß man die Flamme sofort ausblasen. Was mag die schließlich zurückbleibende schwarze, glänzende Masse sein? Die Vermutung, daß es *Kohlenstoff* ist, wird bestätigt, wenn wir mit der Metallzange ein Stück der schwarzen Masse in der Spiritusflamme verbrennen wollen. Es brennt nur mit Glut, ist also Kohlenstoff.

Wir merken uns:

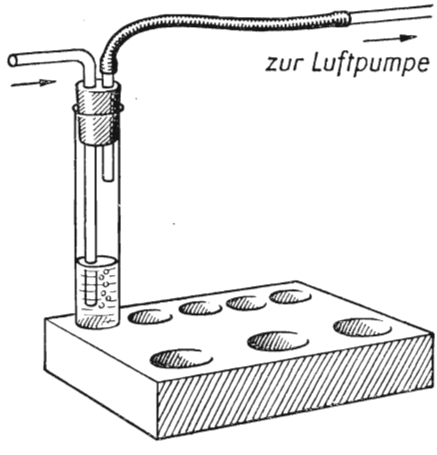
Zucker ist eine Verbindung von Kohlenstoff und Wasser. **C**

10. Mit der Nahrung nehmen wir in Form von Fett, Zucker, Brot, Mehlspeisen viel Kohlenstoff auf, und dieser wird in unserem Körper unter Mitwirkung des durch die Lungen eingeatmeten Sauerstoffs verbrannt. Dabei bildet sich allerdings keine Glut, aber doch viel Wärme, die in unserem Körper eine gleichbleibende Temperatur von etwa 36—37° bewirkt. Das gebildete Kohlendioxyd, gewissermaßen der Rauch, wird durch Mund und Nase ausgeatmet. Wir blasen mit einem Glasrohr durch Kalkwasser, das 2 cm hoch in ein Probierglas eingefüllt wurde.

11. In einem von vielen Menschen angefüllten Raum muß sich durch Atmung viel Kohlendioxyd ansammeln. Man lasse in einem Uhrglas einige Stunden Kalkwasser im Zimmer stehen. Eine an der Oberfläche eintretende Trübung wäre als Beweis für das Vorhandensein von Kohlendioxyd in der Zimmerluft anzusehen.



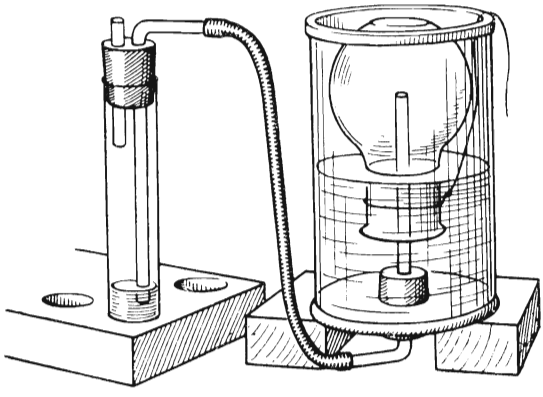
12. Noch deutlicher ist der Nachweis des Kohlendioxyds, wenn wir eine größere Menge Zimmerluft durch Kalkwasser hindurchblasen, das 2 cm hoch in einem Probierglas steht. Auch wenn in der Anordnung der Abbildung am kurzen Rohr mit dem Mund gesaugt wird, tritt



Zimmerluft durch das Winkelrohr in das Kalkwasser ein. Am einfachsten schließt man eine Wasserstrahlpumpe, z. B. die aus dem Kosmos-Baukasten Mechanik an.

13. Wer keine Wasserstrahlpumpe hat, kann eine solche behelfsmäßig mit Teilen aus unserem Kasten zusammenbauen, die Oberfläche des Stopfens wird an den Wasserhahn angedrückt.

Man kann mit unseren Kastenteilen noch eine andere Art Pumpe einrichten. Wenn man die Kochflasche immer wieder an der Schnur bis über den Wasserspiegel hinaus emporhebt, treibt sie im Niedersinken eine kleine Menge Luft durch das Kalkwasser.

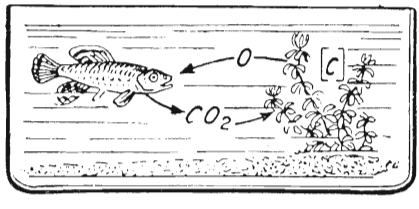


Die Luft im Freien enthält in der Regel 0,03% Kohlendioxyd, also 0,3 ccm im Liter. Ein Gehalt von 1—2% ist schädlich und bewirkt Kopfschmerz, und bei 15% tritt bald der Tod ein durch Kohlendioxydvergiftung.

(14.) Durch die Ausatmung der Menschen wird der Kohlendioxydgehalt der Zimmerluft vermehrt. Mit jedem Atemzug wird etwa ein halber Liter Luft eingeatmet; das macht in der Minute, wenn im Zustand der Ruhe 16 Atemzüge erfolgen, etwa 8 Liter Luft. Davon wird der Stickstoffanteil dieser Luft, der etwa 80% beträgt, wieder ausgeatmet, dazu der größte Teil, etwa drei Fünftel, des Sauerstoffes. Nur 4% der eingeatmeten Luftmenge gehen ins Blut über. Die ausgeatmete Luft enthält 4% Kohlendioxyd, in jeder Minute gehen somit $^1/_3$ Liter, in der Stunde 20 Liter Kohlendioxyd in die Luft über. Ist der Luftraum, in den hineingeatmet wird, 1 m^3 = 1000 l groß, so ist damit 20/1000 = 2% Kohlendioxydgehalt erreicht, der bereits Beschwerden macht. In Versammlungsräumen muß daher damit gerechnet werden, daß für je eine Person und Stunde 1 m^3 Luftraum vorhanden sein muß.

Wieviele Personen können in einem Raum von 6 m Länge, 4 m Breite und 3 m Höhe während 3 Stunden verweilen?

15. Wird denn die Luft nicht schließlich immer reicher an Kohlendioxyd und damit giftig? Senden doch die Schornsteine ungeheure Mengen dieses Gases in die Luft. Menschen wie Tiere atmen es ständig aus. Glücklicherweise haben die Pflanzen die Fähigkeit, dieses Kohlendioxyd durch die Spaltöffnungen an der Unterseite ihrer Blätter einzuatmen. Mit Hilfe der Sonnenkraft zerlegen sie das Kohlendioxyd in Kohlenstoff und Sauerstoff. Den Kohlenstoff behalten sie zur Bildung des Zuckers, den größten Teil des Sauerstoffs atmen sie wieder aus. Die Abbildung zeigt den Kreislauf des Sauerstoffs zwischen Pflanze und Tier im Aquarium. Daß Pflanzen wirklich Sauerstoff ausatmen, ist in Versuch 19/22 nachgewiesen.



Wir haben so erkannt:

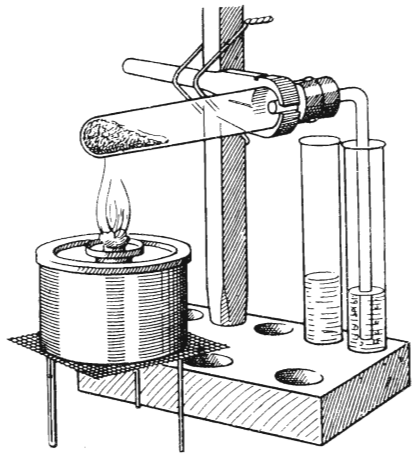
Im menschlichen und tierischen Körper wird der mit der Nahrung aufgenommene Kohlenstoff von dem eingeatmeten Sauerstoff oxydiert zu giftigem Kohlendioxyd, das wir ausatmen. **D**

16. Das Glas 56 unseres Kastens enthält sogenanntes Natron. Seine genauere Bezeichnung findet sich später im Versuch 9/11. Es wird auch im Haushalt vorhanden sein. Wozu wird es dort gebraucht? Wie sieht es aus? Eine kleine Menge wird auf Löslichkeit im Wasser geprüft.

Natron heißt der zusammengesetzte Stoff deswegen, weil er unter anderem das Metall *Natrium* enthält, das wir schon einmal daran erkannten, daß es die farblose Spiritusflamme gelb färbt. Welche anderen Metalle haben die Flamme ebenfalls gefärbt? Was färbt sie rot? Was grün? Was violett? (Versuch 3/28 und Abbildung Seite 49).

Man halte einige Körnchen Natron in die Spiritusflamme. Welches Metall ist durch die auftretende Färbung nachgewiesen?

17. Zu weiterer Untersuchung und vielleicht Zerlegung erhitzen wir das 2 cm hoch in ein Probierglas eingefüllte Natron, nachdem ein Winkelrohr mit dem Stopfen eingesetzt ist, das in Wasser tauchen soll. Das Probierglas muß unbedingt *waagrecht* gehalten, eher noch gegen den Stopfen zu geneigt sein. Etwa entweichende Feuchtigkeit könnte sonst in den heißen Teil des Probierglases zurückfließen und es zum Springen bringen; darum soll man auch die Flamme längs des zu erhitzenden Pulvers hin- und herbewegen. Das Rohr muß aus dem Wasser genommen werden, bevor man mit dem Erhitzen aufhört, weil sonst das Wasser ins heiße Glas hinaufsteigt.



Wenn lange genug erhitzt wird, läßt die Gasentwicklung aus dem Natron nach, weil alles Gas daraus vertrieben ist. Den Rest des Pulvers bewahren wir in einer kleinen Schachtel mit der Aufschrift: „Erhitztes Natron" für einen späteren Versuch (9/11) auf.

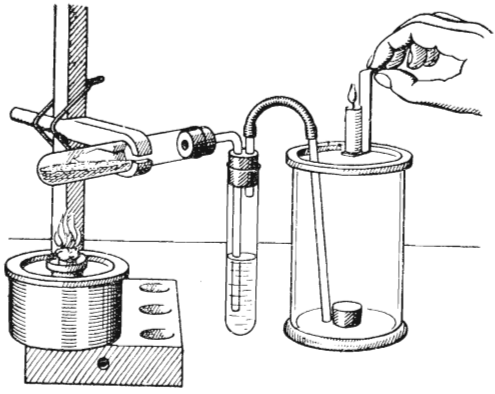
18. Wenn ein Gas entweicht, ist sofort zu untersuchen, welches der uns bekannten Gase es sein könnte. Vielleicht ist es:

1. *Wasserstoff?* Man versuche das Gas an der Mündung des Probierglases anzuzünden.
2. *Sauerstoff?* Man nehme den Stopfen ab und führe den glimmenden Span hinein.
3. *Schwefeldioxyd?* Woran wäre dieses zu erkennen? Farbe? Geruch? Kommt dieses in Frage?

Wir kennen nur noch die Gase Stickstoff und Kohlendioxyd, eines von diesen muß es nun wohl sein. Untersuchen wir zuerst auf Kohlendioxyd, für das wir ja ein einfaches Erkennungsmittel haben. Wir tauchen das Ableitungsrohr in Kalkwasser. Das Ergebnis enthebt uns der Mühe weiterer Untersuchungen.

Das sogenannte Natron enthält das Metall Natrium und Kohlendioxydgas.

19. Natron soll uns dazu dienen, größere Mengen Kohlendioxydgas herzustellen und in Flaschen zu füllen. Um das Gas noch etwas abzukühlen und zugleich an den durchlaufenden Gasblasen einen Anhalt für die Stärke der Gasentwicklung zu haben, leiten wir das Gas in der Anordnung der Abbildung zuerst durch Wasser und dann auf den Grund des Wassergefäßes, dessen Bodenloch mit einem Stopfen verschlossen ist. Man merke sich, daß man am Schluß des Versuchs die Verbindung zwischen erhitztem Glas und dem Wasser im senkrechten Glas lösen muß, bevor man



mit Erhitzen aufhört. Andernfalls steigt Wasser in das heiße Glas hinauf und dieses springt. Vorher haben wir uns überzeugt, daß eine in das leere Wassergefäß gesenkte Flamme darin ruhig weiter brannte, da durch die weite Öffnung genügend Sauerstoff hereindringt. Das Kerzchen läßt sich bequem einführen, wenn man es vorher auf einen zweimal rechtwinklig gebogenen Blechstreifen klebt. Zum Ankleben genügt es, das untere Ende der Kerze bis zum beginnenden Schmelzen zu erwärmen. Nach einiger Zeit senken wir die brennende Kerze in das Gefäß. Man merke sich die Tiefe, bei der sie auslöscht, hebe die Kerze heraus und senke sie immer nach erneutem Anzünden noch mehrmals ein. Schließlich wird die Flamme dicht unter dem Gefäßrand erlöschen, wie wenn sie in eine unsichtbare Flüssigkeit getaucht würde. Das Gefäß ist nämlich ganz mit Kohlendioxyd gefüllt, das wie Stickstoff die Eigenschaft hat, Flammen zu löschen.

20. Wir lassen das mit dem unsichtbaren Gas gefüllte Gefäß ruhig stehen, ohne es zu bedecken. Später wollen wir prüfen, ob das Gas aus dem oben offenen Gefäß entweicht.

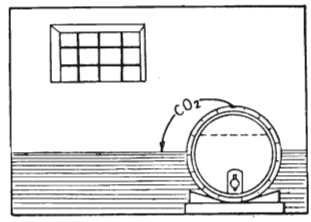
Inzwischen senken wir das Rohr des Gasentwicklers in die Kochflasche, um auch diese mit dem Gas zu füllen. Wenn eine Streichholzflamme, die wir dicht an die Öffnung der Kochflasche halten, auslöscht, ist die Flasche mit Kohlendioxyd gefüllt. Wir füllen ebenso zwei Probiergläser mit dem Gas und verschließen sie mit einem Kork.

Nach zwei Minuten offenem Stehen dürfte das Kohlendioxyd aus dem offenen Wassergefäß entwichen sein. Zur Probe senken wir nochmals die Flamme in das Gefäß. Überraschenderweise ist das Gas noch nicht entwichen; es ist nämlich schwerer als Luft und sammelt sich daher stets am Boden eines Gefäßes, bis dieses davon vollständig angefüllt ist.

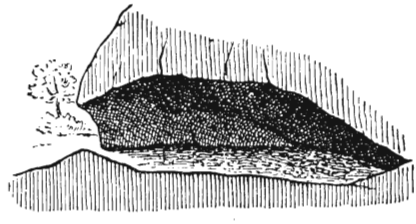
21. In einem oben offenen Gefäß verbleibt das Kohlendioxyd lange Zeit, nicht aber in einem nach unten geöffneten. Nachdem wir mit der Streichholzflamme festgestellt haben, daß die Kochflasche immer noch mit dem Gas gefüllt ist, kehren wir sie langsam um, und suchen nach 3 Sekunden mit der Flamme zu entscheiden, ob das Gas noch vorhanden oder ausgeflossen ist. Es wird nicht mehr in der Flasche sein.

22. Die in dem vorhergehenden Versuch beobachtete Tatsache, daß man Kohlendioxyd wie Wasser ausgießen kann, gibt Anlaß zu einem hübschen Versuch. Wir stellen die kleine brennende Kerze in die Porzellanschale. Das Wassergefäß mit Kohlendioxyd haben wir mit einem Uhrglas bedeckt, umgedreht und mit dem nun unten befindlichen Uhrglas dicht über die Kerzenflamme gebracht. Wenn wir das Uhrglas wegziehen, erlischt die Flamme, weil sie mit dem unsichtbaren, die Verbrennung unterdrückenden Gas überschüttet wird.

23. Das spezifische Gewicht des Kohlendioxyds ist groß, ein Liter wiegt 1,976 g, ein Liter Luft nur 1,29 g; es ist also etwa 1½ mal so schwer wie Luft. Darum muß es in jedem Raum zu Boden sinken. Das Gas entsteht außer bei der Verbrennung auch bei der Alkoholgärung des Weines und füllt dann die Keller, so daß deren Betreten unter Umständen mit Lebensgefahr verbunden ist. Wieso kann man mit einem offenen Licht die drohende Gefahr erkennen?



In vulkanischen Gegenden entströmt zuweilen Kohlendioxyd aus Erdspalten, so in einer Grotte bei Neapel. Das Gas füllt nur den unteren Teil der Höhle, Menschen spüren sein Vorhandensein nicht, während z. B. Hunde darin ersticken müßten, daher der Name Hundegrotte.



Kohlendioxyd, CO_2, ist ein farbloses, schweres Gas, das die Flamme löscht und Kalkwasser trübt. **E**

24. Ein Probierglas, das wir vorhin auch mit Kohlendioxyd gefüllt hatten, setzen wir mit der Mündung ins Wasser der Porzellanschale und schütteln ein wenig um, ohne dabei die Öffnung des Probierglases aus dem Wasser zu heben. Was bedeutet das Steigen des Wasserspiegels im Probierglas? Offenbar ist das Kohlendioxyd verschwunden; es hat sich mit dem Wasser verbunden.

25. Wenn Kohlendioxyd sich mit dem Wasser gerne verbindet, hatte es im Versuch 19 Gelegenheit, beim Durchlaufen des Wassers sich mit diesem zu verbinden. Es hat dies auch zum Teil getan. Das ist nicht ohne Einfluß auf die Eigenschaften des Wassers geblieben. Wie schmeckt ein Tropfen des Kohlendioxydwassers auf der Zunge? Alle Stoffe, die auf der Zunge einen sauren Geschmack hervorrufen, nennt man Säuren. Die Säure, die wir aus der Verbindung von Kohlendioxyd und Wasser erhalten, heißt *Kohlensäure*. Sie entstand in folgender Weise:

H_2O	+	CO_2	=	H_2CO_3
Wasser		Kohlendioxyd		Kohlensäure

26. Sprichwörtlich sauer ist der Essig. Ein Tropfen davon schmeckt bedeutend stärker sauer als die Kohlensäure; die Wirkung wird schwächer durch Verdünnen. In ein mit Wasser nahezu gefülltes Probierglas sollen 8 Tropfen Essig gegeben werden. Erkennt die Zunge den sauren Geschmack noch?

27. In die verdünnte Essigsäure tauchen wir einen schmalen Streifen von dem sogenannten blauen Lackmuspapier.

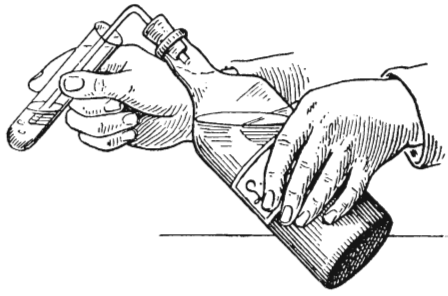
Die gleiche Veränderung erleidet der Lackmusstreifen in jeder Säure. Wir tauchen einen frischen Streifen in die Kohlensäure des Versuchs 25. Lackmus ist ein viel empfindlicherer Nachweis für Säuren als unsere Zunge. Wir sagen darum vorläufig:

Säuren sind Stoffe, die sauer schmecken und blaues Lackmuspapier rot färben. **F**

28. Verdünnte Essigsäure und namentlich die Kohlensäure sind so schwache Säuren, daß sie ohne Schaden getrunken werden können. Ein Kohlensäuregehalt

macht die Getränke erfrischender; so enthält die Limonade Kohlensäure. Wie könnte dies mit Hilfe blauen Lackmuspapiers bewiesen werden?

29. Was geschieht, wenn man die Limonade schüttelt? Was sind die aufsteigenden Gasblasen? Zur Untersuchung setze man ein Winkelrohr mit Stopfen auf die Limonadeflasche und leite das Gas in Kalkwasser.



Die Kohlensäure zerfällt schon beim Schütteln in die beiden Bestandteile Kohlendioxyd und Wasser.

(30.) Ein ähnlicher Zerfall tritt ein, wenn man die Kohlensäure des Versuchs 25 über der Flamme erwärmt und das entweichende Gas wie vorhin erkennt.

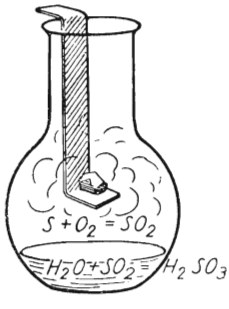
(31.) Wenn keine Gasblasen mehr aufsteigen, dürfte alle Säure zerfallen sein. Wie verhält sich jetzt Lackmuspapier in der zersetzten Säure?

(32.) Das Schäumen des Bieres wird ebenfalls durch zerfallende Kohlensäure verursacht. Nachweis wie in Versuch 29. Die Kohlensäure wird häufig erst beim Ausschank in das Bier gegeben, indem man aus einer großen Stahlflasche Kohlendioxyd hineinleitet. In der Stahlflasche ist das Kohlendioxyd durch großen Druck auf den sechzigsten Teil des zuvor eingenommenen Raumes zusammengepreßt. Durch sehr starken Druck und gleichzeitige Abkühlung ließe sich das Kohlendioxyd sogar in eine Flüssigkeit verdichten.

Kohlensäure, H_2CO_3, ist eine schwache Säure; sie zerfällt beim Schütteln und beim Erwärmen in CO_2 und Wasser. **G**

33. Durch Vereinigung eines gasförmigen Oxyds mit Wasser haben wir eine Säure erhalten. In Versuch 3/16 haben wir ein anderes gasförmiges Oxyd erzeugt, das graue, stechend riechende Schwefeldioxyd. Die Vermutung liegt nahe, daß durch die Vereinigung des Wassers mit dem Schwefeldioxyd ebenfalls eine Säure entsteht.

Wir erzeugen Schwefeldioxyd, indem wir in die Kochflasche den Blechstreifen halten, auf dem etwas brennender Schwefel liegt. Am Boden der Flasche soll ganz wenig Wasser sein. Nach dem Erlöschen des Schwefels ist die Flasche mit Schwefeldioxyd erfüllt. Man entferne den Blechstreifen, verschließe die Flasche mit dem Handballen und schüttle. Die Trübung verschwindet teilweise, das Schwefeldioxyd hat sich mit dem Wasser verbunden.



Wie schmeckt die Flüssigkeit? Falls der Geschmack zu wenig deutlich sein sollte, greifen wir zu Lackmuspapier, als dem zuverlässigeren Säurenachweis. Die beobachtete Säure heißt nach ihrer Abstammung vom Schwefel zwar nicht Schwefelsäure, aber doch die *Schweflige Säure*. Die eigentliche und viel stärkere Schwefelsäure werden wir gleich kennen lernen.

H_2O	+	SO_2	=	H_2SO_3
Wasser		Schwefeldioxyd		Schweflige Säure

34. Ähnlich wie die Kohlensäure ist die schweflige Säure eine schwache, beim Erhitzen zerfallende Säure. Man erhitze die schweflige Säure und rieche an dem Probierglas. Nachher prüfe man mit Lackmuspapier.

Wir gießen unsere schweflige Säure in ein Probierglas mit 2 cm hoch Wasser, das mit einem winzigen Kristall Kaliumpermanganat schwach rot gefärbt wurde. Die Lösung wird durch schweflige Säure sofort entfärbt. **H**

35. Das rot gewordene Lackmuspapier haben wir nicht fortgeworfen, wir können es in den folgenden Versuchen wieder brauchen. *Rotes* Lackmuspapier wird in das aus Versuch 4/2 bekannte Kalkwasser (Glas 55) getaucht. Kalkwasser hat die Fähigkeit, unserem Lackmuspapier die blaue Farbe wiederzugeben, es ist offenbar das genaue Gegenteil einer Säure.

Stoffe, die Lackmuspapier blau färben, nennen wir *Basen* oder *Laugen*.

36. Ebenfalls bekannt ist der in der Flasche 49 enthaltene Salmiakgeist, der durch seinen durchdringenden Geruch auffällt. Zur Feststellung des Geruches dürfen wir höchstens ganz vorsichtig daran riechen. Alsdann ist mit Lackmuspapier zu entscheiden, ob der Salmiakgeist eine Säure oder eine Lauge ist.

(37.) Durch Eintauchen eines roten und eines blauen Streifens Lackmuspapier soll entschieden werden, ob der Brennspiritus unserer Lampe zu den Laugen oder zu den Säuren zu rechnen ist. Weil beide Lackmusstreifen unverändert bleiben, ergibt sich, daß Spiritus weder eine Lauge noch eine Säure ist, sondern vielmehr zwischen diesen entgegengesetzten Stoffgruppen eine Mittelstellung einnimmt. Spiritus ist ein *neutraler* Stoff.

5. Die Schwefelsäure

1. Eine der wichtigsten Säuren ist die Schwefelsäure. Sie unterscheidet sich von der schwefligen Säure des Versuchs 4/33 dadurch, daß sie einen Teil Sauerstoff mehr besitzt als diese, sie schreibt sich also

$$H_2SO_4$$

Die Schwefelsäure in der Flasche 45, wie wir sie nach der Beschriftung der Flasche in der Drogerie bezogen, ist *verdünnte* Schwefelsäure. Die unverdünnte, sog. *konzentrierte* Säure ist ein sehr gefährlicher Stoff, der Tische, Kleider und Metallgeräte in kürzester Zeit beschädigt, weshalb wir ihn nicht ständig in unserem Kasten vorrätig halten. Immerhin wollen wir unter Beachtung aller möglichen Vorsicht aus unserer verdünnten Säure etwas konzentrierte Säure herstellen. Falls wir dabei einen Tropfen verschütten sollten, muß er sofort mit reichlich Wasser aufgewaschen werden. Unser mit Wasser gefüllter Glastrog und der Wischlappen sollen also bereit sein.

Das in unserer Säure zuviel enthaltene Wasser entfernt man durch Abdampfen in der Porzellanschale über mäßig starker Spiritusflamme. Bei zu starker Flamme würde die Säure spritzen. Die Schale wird bis ½ cm unter dem Rand mit verdünnter Schwefelsäure gefüllt und abgedampft bis der Spiegel der Flüssigkeit so weit gesunken ist, daß er nur noch etwa 4 cm Durchmesser hat. Bei weiterem Erhitzen würde auch die Schwefelsäure abdestillieren. Etwas Säure geht übrigens bei diesem Eindampfen immer mit dem Wasser weg.

2. Die erhaltene *konzentrierte* Schwefelsäure ist eine dickliche, gewissermaßen ölige Flüssigkeit. Nachdem sie nahezu erkaltet ist, geben wir mit dem Glasstab einige Tropfen davon auf ein Uhrglas und legen dazu ein Stückchen Holz, einen Papierstreifen, ein Stückchen alten Kork und etwas Zucker. Wir sind überrascht durch die schnelle und weitgehende Zerstörung dieser Stoffe. Die Säure entzieht ihnen nämlich das Wasser, und dann kommt der in ihnen enthaltene Kohlenstoff zum Vorschein. Der Versuch erklärt auch, warum Schwefelsäure nicht in Flaschen mit Korkstopfen aufbewahrt werden kann.

3. Ähnliche Zerstörungen würde die Schwefelsäure auch auf unserer Haut verursachen oder besonders schlimme, wenn ein Tropfen davon etwa ins Auge käme. Wie es unseren Kleidern erginge, soll der folgende Versuch zeigen.

Auf einem zweiten Uhrglas liegen je ein Streifen dunkler Wollstoff, heller Baumwoll- und Leinenstoff. Auf jeden wird ein Tropfen konzentrierter Säure gegeben. Welcher Stoff vermag der Säure noch am ehesten zu widerstehen? Das Ergebnis zeigt,

wie dringend nötig es ist, mindestens von jetzt ab zu den Versuchen eine Schürze als Kleiderschutz zu tragen.

Schwefelsäure, H_2SO_4, ist eine sehr starke Säure; sie zerstört organische Stoffe, wobei diese schwarz werden. **A**

(4.) Die zerstörende Wirkung der starken Säure rührt daher, daß sie sich gierig Wasser zu verschaffen sucht, wo sie es auch finde. Sie nimmt es auch aus der Luft, wie ein Versuch mit der Waage beweist. Auf die eine Waagschale (siehe Abbildung in Versuch 3/6) kommt die Porzellanschale mit konzentrierter Schwefelsäure, wie sie in Versuch 1 gewonnen wurde. Die andere Waagschale wird belastet, bis Gleichgewicht besteht, d. h. bis der am Waagebalken angebrachte Papierzeiger auf den Strich weist. Schon nach einer Viertelstunde zeigt sich ein deutliches Schwererwerden der Säure durch das aus der umgebenden Luft zugetretene Wasser.

(5.) Konzentrierte Schwefelsäure ist auffallend schwer. Zum Vergleich kann man an jedes Ende des Waagebalkens ein Probierglas hängen und durch Verschieben eines auf den Balken gelegten Hölzchens Gleichgewicht herstellen, dann alle Schwefelsäure unserer Schale in das eine Probierglas füllen und ins andere so viel Wasser, bis wieder Gleichgewicht besteht. Das Höhenverhältnis der beiden Flüssigkeitsspiegel ist auch das Verhältnis ihrer spezifischen Gewichte. Schwefelsäure ist etwa 1,8mal so schwer wie Wasser.

6. Für unsere Versuche benutzen wir nur Schwefelsäure, die im Verhältnis von 1 Teil Säure zu 5 Teilen Wasser verdünnt ist. Wir wollen also unsere konzentrierte Säure wieder verdünnen. Wir gießen sie in ein Probierglas, in ein anderes gießen wir die fünffache Menge Wasser und nachher *die Säure* langsam *in* das Probierglas mit *Wasser*, niemals umgekehrt, also nie das Wasser in die Säure. Im letzteren Falle würde die Säure die ersten Wassertropfen so gierig an sich reißen, daß die Säure in gefährlicher Weise herumgespritzt würde.

Wir beachten, daß sich die Säure beim Verdünnen stark erwärmt, das Probierglas wird heiß. Die Temperaturzunahme könnte auch mit dem Thermometer gemessen werden. Die beim Mischen auftretende Erwärmung könnte bei größeren Säuremengen ein Springen des Gefäßes verursachen, wenn die Säure nicht allmählich ins Wasser gegossen würde.

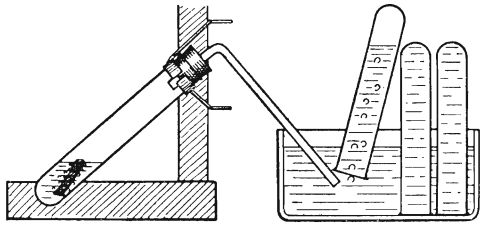
(7.) Es bleibt noch zu untersuchen, inwiefern die verdünnte Säure weniger gefährlich ist. Wie in Versuch 3 versieht man die dort genannten Stoffstreifen mit Tropfen verdünnter Säure. Wenn die Wirkung auch nicht sofort eintritt, wird sie doch nach einigen Tagen zu beobachten sein.

(8.) Das stille Zerstörungswerk, das die verdünnte Säure an Kleiderstoffen ausübt, ist etwas unheimlich und ruft nach Gegenwehr. Aus den Versuchen 4/35 und 36 wissen wir, daß die Laugen, also z. B. Salmiakgeist, sich hinsichtlich der Wirkung auf Lackmus gerade entgegengesetzt zu den Säuren verhalten, indem sie die von den Säuren hervorgerufene Rotfärbung rückgängig machen. Ähnlich kann Salmiakgeist die Wirkung der Säure aufheben, und daher befeuchten wir in einem weiteren Versuch die Säureflecken auf neuen Stoffstreifen mit reichlich Salmiakgeist. Wenn dann die Schäden nicht eintreten, haben wir im Salmiakgeist ein Gegenmittel gegen die zerstörende Wirkung von Säuretropfen auf Kleidern gefunden, das wir immer vorbeugend anwenden, wenn wir vermuten, daß irgendwo Säure hingekommen sein könnte.

9. Die Angriffslust der verdünnten Schwefelsäure macht selbst vor Metallen nicht halt. Ein Stück Zinkblech von 4 cm² wird in etwa 5 mm breite Streifen zerschnitten und in ein Probierglas gebracht, das 2 cm hoch Schwefelsäure enthält. Das Glas wird am besten schräg in den Ständer eingespannt. Was bedeutet das Aufschäumen der Flüssigkeit? Offenbar steigt ein Gas auf. Was für ein Gas mag es sein? Um etwas Gas anzusammeln, verschließen wir das Probierglas mit dem Daumen (ja nicht mit einem Stopfen!), nähern nach einigen Sekunden die Mündung einer Flamme und entfernen den Daumen. Das Gas brennt, ist also *Wasserstoff*.

Wasserstoff

10. In diesem Vorgang sehen wir ein Mittel, auf bequemere Art zu größeren Mengen Wasserstoff zu kommen als durch Elektrolyse des Wassers nach Versuch 1/1. Es sollen einige Probiergläser, wie es bei der Sauerstoffdarstellung in Versuch 3/15 geschah, mit Wasserstoff gefüllt werden. Dazu versieht man das Probierglas mit einem gewinkelten Ableitungsrohr. *Gewarnt* sei davor, das Gas am Ende des Röhrchens anzünden zu wollen. Es könnte durch Knallgasbildung eine sehr gefährliche Explosion entstehen. Das Rohr lassen wir in das Wasser des Troges tauchen. Drei Probiergläser werden ins Wasser des Troges eingelegt, sie bleiben nach dem Aufstellen von selbst mit Wasser gefüllt. Wir halten eines nach dem andern über das Ableitungsrohr. Die drei Probiergläser sind bald mit Wasserstoff gefüllt.



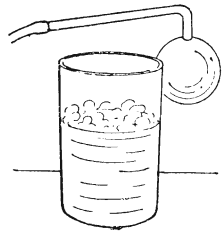
11. Am ersten Probierglas beobachte man die Farbe des Wasserstoffs, dann halte man das mit dem Daumen verschlossene Glas schräg gegen die Flamme, siehe Abbildung bei 1/6, und gebe die Öffnung frei. Das Gas verbrennt mit schwachem Verpuffen.

12. Das zweite Probierglas lasse man eine Minute lang mit der Öffnung nach oben offen stehen und versuche dann das Gas wie vorhin an der Flamme zu entzünden. Ist das Gas noch in dem Probierglas?

(13.) Das dritte Glas halten wir ebenfalls eine Minute lang mit offener Mündung nach *unten*, schließen dann mit dem Daumen, drehen um, nähern es der Flamme und geben die Öffnung frei, damit sich das Gas entzünde. Diesmal flammt es auf. Aus einem oben offenen Gefäß war das Gas bald entwichen, in einem nach unten geöffneten verblieb es. Dieses Gas strebt also nach oben und steht damit im Gegensatz zum Kohlendioxyd des Versuchs 4/18. Wasserstoff ist leichter als die Luft und steigt darum in Luft empor. Ein Liter Wasserstoff wiegt 0.09 g, ist also 14,4mal leichter als Luft.

(14.) Wegen seiner großen Leichtigkeit, es ist der leichteste aller Stoffe, dient es zum Füllen von Luftballonen. Als sehr leichte Ballonhülle soll uns eine Seifenblase dienen. Eine gute Seifenlösung erhält man durch folgende Mischung: 1 g Marseiller- (aus Olivenöl hergestellte) Seife, in jeder Apotheke erhältlich, 4 g Glyzerin, 40 g Wasser.

Mit einem Winkelrohr, dessen kurzer Arm dabei abwärts zu halten ist, werden zuerst einige Seifenhäutchen durch langsames Blasen mit Luft gefüllt und durch leichte Bewegung der Röhre abgeschüttelt. Sie sinken zu Boden, weil sie um das Gewicht der Hülle schwerer sind als die Luft. Bei dieser Gelegenheit dürfen wir uns auch der prächtigen Farben der Seifenhäutchen erfreuen und daran denken, daß der große Forscher Newton aus den Farben solcher dünnen Blättchen einen Beweis für die Wellennatur des Lichtes ableiten konnte.

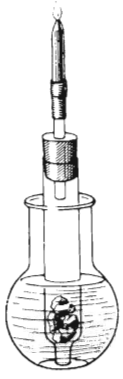


(15.) Mit dem Ableitungsrohr des Gasentwicklungsapparates füllen wir nun einige Blasen mit Wasserstoff. Dabei ist das Röhrchen mit dem Größerwerden der Blase nach oben zu drehen. Im Gegensatz zum vorhergehenden Versuch steigen die Blasen jetzt wie kleine Ballone empor; warum?

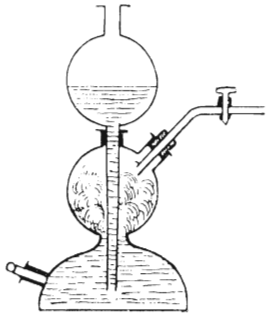
(16.) Der einzige Nachteil des Wasserstoffs als Ballongas ist seine große Brennbarkeit. Indem wir eine Streichholzflamme an eine bereits abgelöste, in der Luft schwebende Seifenblase halten, läßt sich ein Ballonunglück im kleinen vorführen. Auch hier muß man ver-

meiden, das Gas am Rohr selbst oder noch am Rohr hängende Blasen zu entzünden! Vielleicht ist eine der ersten Blasen mit kräftigerem Knall geplatzt, weil sie noch Luft und daher das explosionsgefährliche Knallgas enthielt.

17. Für diese Versuche wäre ein Gasentwicklungsapparat nach nebenstehender Abbildung wesentlich bequemer gewesen, weil er immer die Gasentwicklung unterbricht, wenn wir kein Gas entnehmen. Die verdünnte Säure wird in die Kochflasche bis zu der gezeichneten Höhe gefüllt, das Zink kommt in das am Boden mit einem Rohransatz versehene Meßrohr in gleicher Menge wie in Versuch 9. Dieses Rohr wird mit dem Zink in die Säure gestellt, nachdem ihm noch der Gummistopfen mit kurzem Glasrohr aufgesetzt ist. Auf dem kurzen Glasrohr kann die Lötrohrspitze mit kurzem Schlauch angesetzt sein. Die Säure dringt zu den Zinkschnitzeln und die Wasserstoffentwicklung beginnt. Sollte sie zu langsam gehen, so hilft Einwerfen eines kleinen Stückchens blauen Kupfervitriols aus Röhrchen 93 ins Meßrohr. Was geschieht, wenn man die Mündung der Lötrohrspitze durch Auflegen des Fingers schließt oder den Schlauch zwischen den beiden Röhren, etwa mit einer Klammer zusammenklemmt?



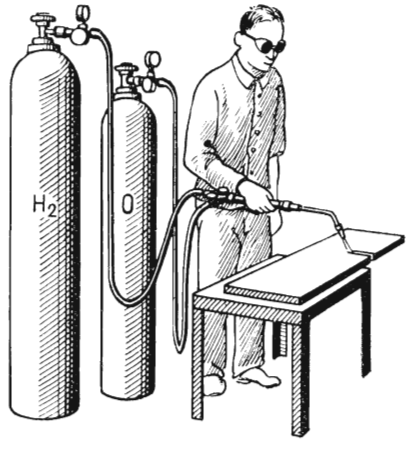
Unsere Einrichtung wirkt ähnlich wie der sonst hierfür gebrauchte Kipp'sche Gasentwicklungsapparat. (Bild links unten).



Der eingesperrte Wasserstoff treibt die Säure zu der unteren Öffnung hinaus, vom Zink weg, bis aus Mangel an Säure die Gaserzeugung aufhört. Was geschieht, wenn man die Öffnung wieder frei gibt? Das zunächst entweichende Gas ist noch mit der vorher im Meßrohr gewesenen Luft vermischt, daher als Knallgas explosionsgefährlich. Wenn wir aber *sechsmal* nacheinander durch Zuhalten der Austrittsöffnung das Meßrohr bis zum völligen Verdrängen der Säure mit Wasserstoff gefüllt hatten und jedesmal nach Entfernen des schließenden Fingers die Säure wieder völlig eindringen ließen, dürfen wir mit Sicherheit annehmen, daß das Meßrohr nur noch reinen Wasserstoff enthält, den wir an der Öffnung des Metallrohres anzünden können. Allerdings ist hierbei vorausgesetzt, daß der Verschlußstopfen des Gasentwicklers während dieser sechsmaligen Verdrängung nicht abgenommen wurde. Wie brennt die Flamme?

Die fast farblose Wasserstoffflamme ist sehr heiß, ein Stückchen Blumendraht kommt darin rasch zum Glühen.

18. Bei der Verbrennung des Wasserstoffs verbindet dieser sich mit dem Sauerstoff der Luft, und es ist anzunehmen, daß die Hitze der Flamme noch gesteigert werden könnte, wenn der Wasserstoffflamme reiner Sauerstoff zugeführt wird. Diese heißeste Flamme findet Verwendung zur sogenannten *Autogenen Schweißung*. Gepreßter Sauerstoff aus der Flasche O wird mit der doppelten Menge Wasserstoff aus der Flasche H unmittelbar in der Brenner-

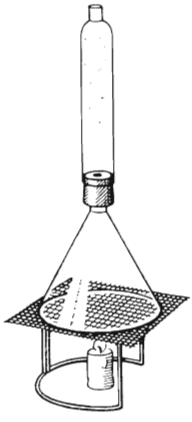


mündung zusammengebracht. Diese heißeste Flamme schmilzt die Ränder zweier zusammengehaltener Eisenstücke sofort, so daß sie zusammenfließen und ein Stück bilden: das nennt man Schweißen. Die gleiche Flamme kann bei Zufuhr von überschüssigem Sauerstoff auch als Schneidflamme dienen, denn das zuerst geschmolzene Eisen verbindet sich mit dem Sauerstoff zu lockerem Eisenoxyd: die Stücke zerfallen somit an dieser Stelle. Die Abbildung zeigt das Arbeiten mit der Schneidflamme. An Stelle von Wasserstoffgas wird häufiger das billigere Azetylengas verwendet. Siehe 15/14.

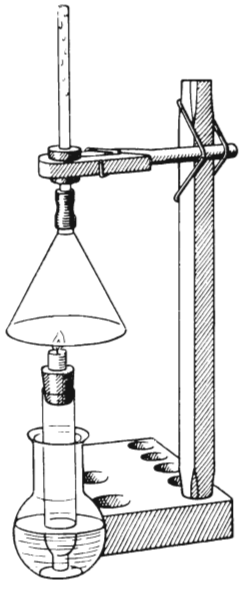
(19.) Was entsteht, wenn zwei Teile Wasserstoff sich mit einem Teil Sauerstoff in der Flamme verbinden?

$$\underset{\text{Wasserstoff}}{H_2} + \underset{\text{Sauerstoff}}{O} = \underset{\text{Wasser}}{H_2O}$$

Das künstlich erzeugte Wasser möchten wir doch sehen. Es entsteigt der Flamme als unsichtbarer Wasserdampf. Was beobachtet man aber, wenn man das runde Wassergefäß über die Wasserstoffflamme hält? Woraus besteht der matte Beschlag, der sich innerhalb des Glases bildet und sich mit dem Finger abwischen läßt?



(20.) Die Ausscheidung des Wassers wird deutlicher, wenn man über der Flamme den Trichter mit angesetztem Glasrohr befestigt. Die heiße Verbrennungsluft streicht durch dieses Rohr und der Wasserdampf verdichtet sich an seiner Wand zu Tropfen.



(21.) Wenn in einer Flamme Wasser entsteht, darf angenommen werden, daß darin Wasserstoff verbrannt wurde. Was beobachtet man, wenn das kalte Meßrohr über die Kerzenflamme gehalten wird? Das gibt uns schon einen Anhalt für einen weiteren Bestandteil des in der Kerze brennenden Stearins. Wirksamer ist noch die Anordnung der Abbildung rechts. Auch in der Kerzenflamme bildet sich durch den verbrennenden Wasserstoff etwas Wasser, das sich an den aufgesetzten Gefäßen niederschlägt, solange diese noch kalt sind. Versuch mit der Kochflasche, die mit kaltem Wasser gefüllt eine Minute über die Spiritusflamme gehalten wird.

Wasserstoff, H, ist ein sehr leichtes unsichtbares Gas, das mit sehr heißer farbloser Flamme brennt. **B**

1 Liter Wasserstoffgas wiegt 0.09 g.

22. Zur Gewinnung von Wasserstoff war vorhin immer Zink und Schwefelsäure notwendig. Aus dem Zink kann der Wasserstoff nicht stammen, denn dieses ist ein Element. Also entweicht er aus dem Wasser, das der Säure zugesetzt ist oder aus der Säure selbst. In den Versuchen war des öfteren die Wasserstoffentwicklung zum Stillstand gekommen, obwohl es nicht an Wasser fehlte und noch reichlich Zink vorhanden war. Nach Zusatz weiterer Säure entstand wieder Gas, folglich entstammt es der Säure, indem es von dem Zink aus der Säure verdrängt wird. Dabei ist uns nicht entgangen, daß die Zinkmenge immer geringer geworden ist. Das Zink hat sich nämlich mit dem Rest der Säure verbunden, nachdem der Wasserstoff verdrängt war:

$$\underset{\text{Wasserstoff steigt auf}}{\uparrow H_2} \boxed{SO_4 + Zn} = \underset{\text{Zink mit Schwefelsäurerest verbunden}}{ZnSO_4}$$

Die neue Verbindung des Zinks mit dem Schwefelsäurerest ist im Wasser löslich, daher das scheinbare Verschwinden des Zinks.

Es ist nun noch vorhanden: *überschüssiges* ungelöstes *Zink*, *Wasser* und der neue Stoff: *Schwefelsaures Zink* oder mit dem gebräuchlichen Namen *Zinksulfat.*

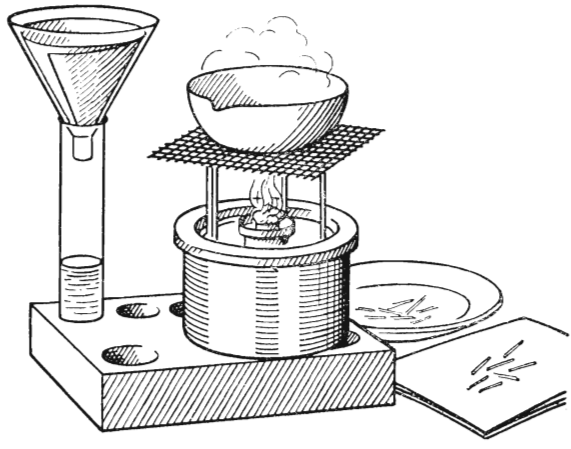
$ZnSO_4$ = Zinksulfat.

Das Zink verdrängt den Wasserstoff aus der Schwefelsäure und verbindet sich mit dem Rest der Schwefelsäure SO_4 zu einem neuen Stoff $ZnSO_4$. **C**

23. Von den drei Stoffen interessiert uns am meisten das neue Zinksulfat. Wir geben alles zusammen in ein Probierglas, entfernen vorerst das noch vorhandene Zink durch Filtrieren (siehe Versuch 4/1), und geben den Rest des Zinks zum übrigen Vorrat, nachdem es abgespült und getrocknet ist. Das Filtrat enthält nur noch Wasser und Zinksulfat.

Durch Filtrieren wird das Unlösliche vom Löslichen getrennt. **D**

24. Um auch das Wasser zu entfernen, erwärmen wir die Lösung des Zinksulfats in der Porzellanschale. Wenn das Wasser so weit verdampft ist, daß die Flüssigkeit dichter wird und am Rande Krusten auszuscheiden beginnt, hören wir mit dem Erhitzen auf und gießen sie nach dem Erkalten auf ein Uhrglas, das auf der Fensterbank zur weiteren freiwilligen Verdunstung des Wassers aufgestellt wird. Bis zum folgenden Tag füllt sich das Glas mit schönen nadelförmigen Kristallen, die eben das gesuchte Zinksulfat darstellen.

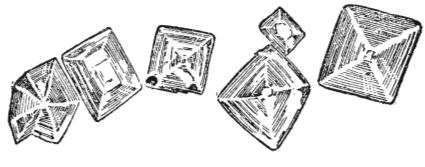


25. Wahrscheinlich wird das Zinksulfat noch etwas Wasser enthalten, darum streifen wir die Kristalle aus dem Uhrglas auf ein Blatt Lösch- oder Filtrierpapier, wo sie noch völlig trocknen. Die schönen Kristalle verdienen im Röhrchen 95 aufbewahrt zu werden.

Mit einer Lupe suchen wir die Form der einzelnen Kristallnadeln zu erkennen und zu zeichnen. Stoffe, die in dieser Weise Kristalle bilden, heißt man *Salze.* Ein Blick auf die Chemikalien unseres Kastens zeigt, daß die meisten derselben auch solche Salze sind.

Zinksulfat, $ZnSO_4$, ist ein farbloses Salz, es bildet stäbchenförmige Kristalle. **E**

26. Der bekannteste Vertreter der Salze ist das *Kochsalz.* Auch dieses Salz bildet schöne Kristalle, die besser erkennbar sind, wenn man davon 2 cm hoch in ein Probierglas einfüllt, mit Wasser auflöst, die Lösung in der Porzellanschale etwas eindampft und dann im



Uhrglas noch *freiwillig verdunsten* läßt. Welche Form haben die Kochsalzkristalle? An ihrer Würfelform werden wir sie immer wieder erkennen.

Die Kristallform ist bei sehr vielen Salzen sehr verschieden, so daß man sie daran geradezu erkennen kann. Je langsamer das Abdunsten des Wassers erfolgt, um so größer sind die Kristalle.

27. In ein Probierglas, das ½ cm hoch verdünnte Schwefelsäure enthält, bringe man noch 1 cm^3 Wasser und dann ein Stückchen Magnesiumband. Sofort beginnt lebhafte Gasentwicklung; das Glas mit dem Daumen verschließen, dann Prüfung der Brennbarkeit des Gases. Es ist so lange Magnesium zuzugeben, bis trotz überschüssigem Metall kein Gas mehr aufsteigt. Dann ist aller Säurewasserstoff durch Magnesium verdrängt und der Säurerest hat sich mit dem Metall verbunden zu einem Salz, das sich im Wasser löste, nämlich zu *Magnesiumsulfat.*

$$\uparrow H_2\boxed{SO_4 + Mg} = MgSO_4$$

Wasserstoff steigt auf — Magnesiumsulfat

Das Magnesium, Mg, verdrängt den Wasserstoff der Schwefelsäure und verbindet sich mit dem Rest der Schwefelsäure SO_4 zu einem neuen Stoff $MgSO_4$, Magnesiumsulfat. **F**

28. Um das aufgelöste Magnesiumsulfat allein zu erhalten, wird wie vorhin filtriert, eingedampft und auf dem Uhrglas der Verdunstung überlassen. Wie sehen die Kristalle des neuen Salzes aus? Obschon die neue Substanz in größeren Mengen giftig ist, dürfen wir den Geschmack eines Kriställchens auf der Zunge probieren. Das Salz ist nämlich auch bekannt unter dem Namen *Bittersalz;* ist dieser Name berechtigt? Aufbewahren im Röhrchen 94.

Magnesiumsulfat ist ein farbloses bitter schmeckendes Salz mit nadelförmigen Kristallen. **G**

29. In Schwefelsäure, 4 cm hoch in einem Probierglas, geben wir etwa 1 Dutzend kleine Eisennägel. Um den Vorgang einzuleiten, wird das Glas erwärmt, dann beginnt das Verdrängen des Wasserstoffs und die Salzbildung. Wenn nach Stunden die Gasentwicklung aufgehört hat, wird man beobachten, daß sie nach Erwärmen nochmals einsetzt und nur in der Wärme bis zur vollständigen Umwandlung der ganzen Säure verläuft. Es soll immer noch etwas Eisen ungelöst geblieben sein. Dieses wird durch Filtrieren entfernt, das Wasser durch Abdampfen teilweise vertrieben und das entstandene Salz auf dem Uhrglas der Kristallisation überlassen. Nachdem die Kristalle noch auf mehrfachem Löschpapier völlig getrocknet sind, werden sie im Röhrchen 96 aufbewahrt. Das Salz ist auch bekannt unter dem Namen *Eisenvitriol.*

$$\uparrow H_2\boxed{SO_4 + Fe} = FeSO_4$$

Wasserstoff verdrängt — Eisensulfat

Eisen verdrängt den Wasserstoff aus der Schwefelsäure und verbindet sich mit dem Rest der Schwefelsäure zu einem neuen Stoff $FeSo_4$, Eisensulfat.

Eisensulfat, $FeSO_4$, ist ein blaßgrünes Salz mit flachen Kristallen. **H**

Als Ergebnis der drei letzten Versuche erkennen wir:

Ein Salz ist immer die Verbindung eines Metalles mit einem Säurerest. **J**

Alle Salze, welche den Rest der Schwefelsäure SO_4 enthalten, heißen *Sulfate*.

30. Auf Grund dieser neuesten Erkenntnis sollen nun auch Kupfersulfat und Bleisulfat hergestellt werden. In Schwefelsäure, 2 cm hoch in einem Probierglas, kommt ein Streifen gut blank gemachtes Kupferblech. Wenn die Wasserstoffentwicklung nicht eintreten will, kann man durch Erwärmen den Vorgang in Fluß zu bringen suchen, doch erhitze man nicht so lange, bis die Flüssigkeit siedet. Merkwürdigerweise erhalten wir keinen Wasserstoff.

Kupfer verdrängt den Wasserstoff der Schwefelsäure nicht.

31. Derselbe Versuch mit der gleichen Säure, nach Ersatz des Kupfers durch Bleiblech ergibt: Auch Blei verdrängt den Wasserstoff nicht aus der Schwefelsäure.

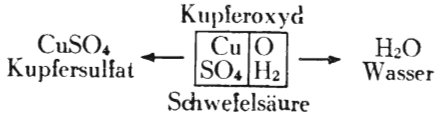
32. Wie verhält sich ein Streifen Silberblech in der Schwefelsäure?

Welche der hier benutzten Metalle verdrängen den Wasserstoff aus der Schwefelsäure, welche nicht?

33. So ist es uns nicht möglich, Kupfersulfat, Bleisulfat und Silbersulfat herzustellen. Mit einer kleinen Kriegslist werden wir aber doch dazu kommen, daß Kupfer und Schwefelsäurerest sich verbinden müssen. Wir geben in die Schwefelsäure statt blanken Kupfers einen Streifen des durch Erhitzen mit Kupferoxyd überzogenen Metalls und erwärmen zum Sieden. Es tritt eine Veränderung ein, blankes Kupfer erscheint wieder. Die auftretende Färbung spricht ebenfalls für die Entstehung eines neuen Stoffes.

34. Also Kupfer*oxyd* verbindet sich eher mit dem Schwefelsäurerest als das reine Kupfer. Wir greifen daher zu dem schwarzen Pulver des Röhrchens 97, „Kupferoxyd", geben davon so viel, als die Bodenrundung eben aufnimmt in ein Probierglas und dazu 4 cm hoch Schwefelsäure. Es wird einige Zeit erhitzt, bis die Lösung tiefblau geworden ist. Beobachtet man auch ein Entweichen von Wasserstoff? Probe mit Flamme.

Der Vorgang ist folgender:



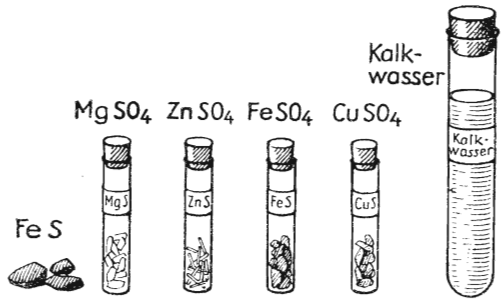
Der Sauerstoff des Kupferoxyds gibt mit dem Wasserstoff der Säure *Wasser*. So ist erklärt, warum diesmal kein Wasserstoff aufsteigt.

35. Das Kupfersulfat wird durch Filtrieren, Eindampfen der blauen Lösung und Verdunsten auf dem Uhrglas gewonnen. Die Kristalle erfreuen uns durch besonders „windschiefe" Form. Unser selbstgemachtes Salz darf zu dem im Röhrchen 93 gegeben werden. Allerdings muß man die Kristalle zuerst noch dadurch völlig trocknen, daß man sie auf ein mehrfaches Lösch- oder Filtrierpapier legt. Dies gilt für alle noch zu gewinnenden Kristalle.

Kupfersulfat, $CuSO_4$, ist ein blaues giftiges Salz mit windschiefer Kristallform. **K**

Wir werden uns in Zukunft einen großen Teil unserer Chemikalien selbst machen und uns so als richtige Chemiker fühlen dürfen.

Nun wollen wir unsere selbstgemachten Salze in den dafür vorgesehenen Röhrchen aufbewahren für spätere Versuche. Sie sind hier nochmals abgebildet.

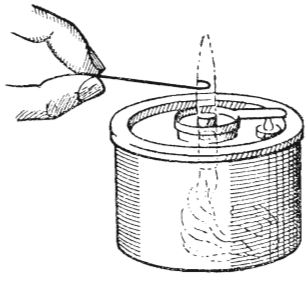


Allerdings ist die Menge der von uns erzeugten neuen chemischen Stoffe sehr gering.

Die Schwefelsäure ist die wichtigste Säure der chemischen Industrie, sie ist unentbehrlich für die Herstellung der meist gebrauchten Kunstdünger, der Sprengstoffe, Teerfarben, von Arzneimitteln, Metallsalzen, der Salzsäure usw. Für Länder ohne Schwefelvorkommen ist es von Bedeutung, daß die Herstellung der Schwefelsäure nicht immer von reinem Schwefel ausgehen muß, sondern häufig auch die nahezu überall vorhandenen schwefelhaltigen Gesteine dazu genügen. Um einen Begriff von dem Umfang der Schwefelsäureerzeugung zu bekommen, muß man sich vorstellen, daß für den Abtransport der jährlich in Deutschland erzeugten Schwefelsäure 100 000 Eisenbahnwagen erforderlich wären.

Kupfersulfat wird hauptsächlich zur industriellen Herstellung der meisten Kupferverbindungen benötigt, in großen Mengen auch als Pflanzenschutzmittel gegen Pilzkrankheiten im Wein- und Obstbau.

36. Nun kennen wir schon eine Reihe von Sulfaten, das sind Verbindungen eines Metalls mit dem Schwefelsäurerest. Wenn wir die vier Sulfate betrachten, haben wir eigentlich gar keinen Anhaltspunkt dafür, welches Metall in dem Salz enthalten sein mag. Einigen Aufschluß wenigstens über das Vorhandensein der Metalle Kupfer, Natrium, Kalzium und Kalium vermag die Färbung zu erteilen, die diese Metalle der Flamme geben.



Die Flamme muß hiefür möglichst farblos sein. Die Gasflamme des sogenannten Bunsenbrenners ist farblos. Wir können auch unsere sonst gelbleuchtende Spiritusflamme in eine Spiritusgasflamme verwandeln. Dazu wird der Docht im Röhrchen ½ cm zurückgeschoben und der seitliche Ansatz des Brennerrohres so gedreht, daß er über die sehr kleine seitliche Stichflamme zu stehen kommt. Diese erhitzt die Metallzunge und damit das Brennerrohr, so daß der Brennstoff im Rohr vergast und eine fast farblose ruhige Flamme gibt. Fast noch einfacher ist es, im Hütchen der Spirituslampe etwas reinen Branntwein anzuzünden, der auch fast farblos brennt.

37. Auf einen am Ende zu einer kleien Öse gebogenen Eisendraht aus dem Glas 52 legen wir einen kleinen Kristall unseres selbstgefertigten im Röhrchen 93 aufbewahrten Kupfersulfats oder Kupfervitriols und halten den Kristall in den farblosen Saum der Spiritusgasflamme. Die auftretende Grünfärbung hatten wir schon früher bei Kupfer beobachtet. Auch in den Salzen tut Kupfer seine Anwesenheit durch grüne Färbung der Flamme kund.

(38.) In gleicher Weise lege man auf den Eisendraht ein Spänchen Kalziummetall aus dem Röhrchen 92, das man mit etwas Wasser befeuchtet hat, und beobachte die Färbung des Flammensaumes. Die auftretende orangerote Färbung ist immer das Zeichen für das Vorhandensein des Metalles Kalzium.

(39.) Einige Körnchen des im Glas 56 enthaltenen Salzes *Natron* bringen wir ebenso in die Flamme und beobachten deutliche Gelbfärbung, herrührend von dem im Natron enthal-

5/39—6/1

tenen Metall *Natrium*. Natrium ist ein silberglänzendes Metall, das so weich ist, daß es mit dem Messer geschnitten werden kann. Es oxydiert aber so leicht, daß es unter sauerstoffreiem Erdöl aufbewahrt werden muß und auch sonst nicht ungefährlich zu handhaben ist. Uns soll daher genügen, es überall da anwesend zu wissen, wo gelbe Flammenfärbung auftritt.

(40.) In dem Salpetersalz des Glases 37 ist das Metall *Kalium* enthalten. Ein Körnchen davon färbt die Flamme violett, was zu seiner Erkennung dient.

Leider sind es nur diese Metalle, die sich in so einfacher Weise erkennen lassen, doch wollen wir uns diese um so besser merken.

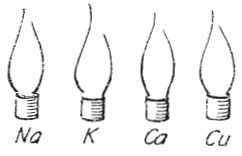
Weil die Färbungskraft des Natriums sehr ausgiebig ist, kann es vorkommen, daß die schwächere Violettfärbung durch Kalium daneben nicht zur Geltung kommt, auch wenn eine nur geringe Verunreinigung des Salzes durch Natrium stattgefunden hat. Die verschwindend geringe Menge Natrium färbt dann stärker als das Kalium, das einen Hauptteil des betreffenden Salzes ausmacht. Man hilft sich am besten dadurch, daß man die gelbe Farbe unterdrückt, indem man ein blaues Glas vor das Auge hält, das kein gelbes Licht durchläßt, wohl aber das violette.

(41.) Man betrachte den farblos bläulichen Saum der Spiritusflamme durch das Blauglas, dann färbe man die Flamme mit Natron gelb und betrachte wieder durch das Blauglas. Trotz kräftiger Gelbfärbung der Flamme erscheint der Saum immer noch farblos.

(42.) Nun färbe man die Flamme mit einem frischen Draht, der ein Körnchen kaliumhaltiges Salpetersalz trägt, und schaue durch das Blauglas. Die Färbung des Flammensaumes ist violett.

(43.) Nun mische man auf dem in die Flamme zu haltenden Draht absichtlich Natron und Salpetersalz und färbe die Flamme. Sie sieht jetzt gelb aus. Von dem Violett bemerkt man mit freiem Auge nichts. Wenn aber wieder das blaue Glas vor das Auge gesetzt ist, erscheint die Violettfärbung, die immer nur eintritt, wenn Kalium in dem untersuchten Stoff enthalten ist.

Somit ist das Vorgehen gegeben, wenn wir auf Kalium prüfen wollen.



Man erkennt daher das Vorhandensein dieser Metalle durch einfache Flammenfärbung.

Natrium färbt die Flamme gelb,
Kalium färbt sie violett,
Kalzium rot und
Kupfer grün. L

6. Die Salzsäure

Die Schwefelsäure haben wir ziemlich gründlich studiert. Wir wissen, Säuren sind Stoffe, die sauer schmecken, Lackmus rot färben und Wasserstoff enthalten, der durch gewisse Metalle verdrängt werden kann. Wir haben auch beobachtet, daß die Säuren nach Verdrängung des Wasserstoffs nicht mehr sauer sind. Wasserstoff ist also der sauermachende Bestandteil, nicht etwa das Element Sauerstoff, wie man anfänglich vermutete. Wir werden auch gleich eine Säure kennen lernen, die keinen Sauerstoff enthält, wohl aber darf in einer Säure der Wasserstoff niemals fehlen.

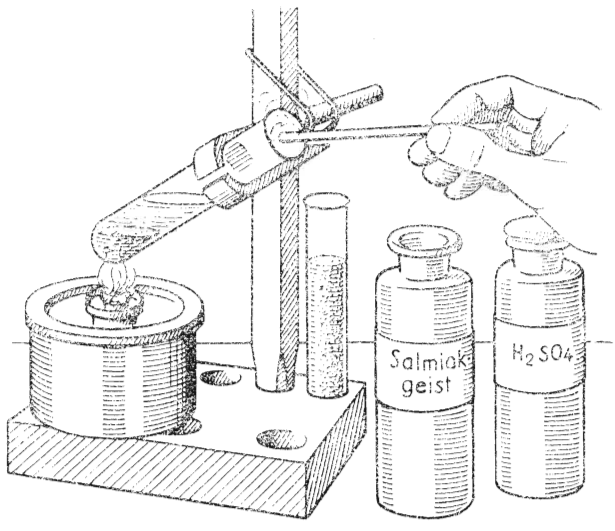
Neben Schwefelsäure ist als starke Säure namentlich noch die *Salzsäure* bekannt. Wir stellen die beiden Säureflaschen 45 und 46 einmal nebeneinander, um ihren Inhalt zu vergleichen. Die verdünnten Säuren gleichen sich im Aussehen sehr. Vielleicht ist die Salzsäure etwas gelblich, wenn sie nämlich nicht völlig chemisch rein ist.

1. Zur Erkennung der Säurenatur tauchen wir in beide Säuren je ein Stückchen blaues Lackmuspapier. Es sind offenbar starke Säuren.

Den sauren Geschmack dürfen wir mit der Zunge nur in sehr verdünnten Lösungen prüfen, die wir erhalten, wenn wir mit dem Stechheber 4 Tropfen in je ein wassergefülltes Probierglas bringen. Jetzt wird der saure Geschmack nur noch schwach oder gar nicht mehr wahrnehmbar sein.

2. Gegenüber unserer Zunge und gegenüber dem Lackmuspapier verhalten sich beide Säuren gleich. Um sie aber jederzeit zuverlässig unterscheiden zu können, suchen wir ein bestimmendes Merkmal für die Salzsäure.

In ein Probierglas geben wir 2 cm hoch Salzsäure, erwärmen bis fast zum Sieden und halten einen Glasstab an die Mündung, der zuvor in den Salmiakgeist der Flasche 49 getaucht wurde. Es bilden sich sofort starke weiße Nebel um den Salmiakstab.



Zum Vergleich erwärme man ebenso Schwefelsäure und halte den Salmiakstab darüber. Die Nebelbildung tritt nicht ein, somit haben wir ein Unterscheidungsmittel für die beiden Säuren.

Salzsäure wird daran erkannt, daß sie mit Salmiakgeist starke weiße Nebel bildet.

3. Am Ständer befestige man das im vorhergehenden Versuch benützte Probierglas mit Schwefelsäure etwas schräg, fülle weitere Schwefelsäure bis 3 cm Höhe auf und erwärme. Nachdem nochmals die Salmiakprobe gemacht und keine Nebel beobachtet wurden, wird 2 cm hoch Kochsalz hineingeschüttet, wovon man sich aus der Küche einen kleinen Vorrat holt und in einem beschrifteten Probierglas bereit hält.

Nun wird nochmals die Salmiakprobe gemacht. Was bedeuten die jetzt auftretenden weißen Nebel? Offenbar ist nun auf einmal Salzsäure bei der Schwefelsäure vorhanden. Woher kann diese gekommen sein? Nur aus dem eben zugesetzten Kochsalz. Aus dem Kochsalz ist durch die starke Schwefelsäure eine andere Säure ausgetrieben worden, die wegen ihrer Herkunft aus dem *Salz* eben *Salzsäure* heißt.

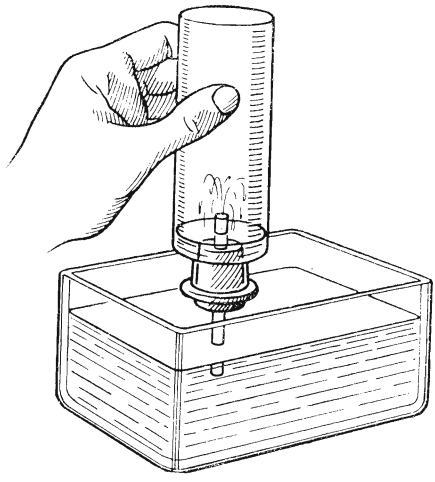
4. Wenn man die Kochsalz-Schwefelsäuremischung stärker erwärmt, entweicht ein Gas. Wir halten blaues Lackmuspapier in das aufsteigende Gas. Es färbt sich rot. Das Gas ist also eine Säure. Dieses Mal liegt eine gasförmige Säure vor.

5. In der Absicht, ein Probierglas mit diesem Gas zu füllen setzen wir das winkelförmige Ableitungsrohr auf das beschickte Probierglas, halten die Rohrmündung in das Wasser des Troges und über sie, unter Wasser, ein mit Wasser gefülltes zweites Probierglas, wie wir es ähnlich in der Darstellung des Sauerstoffes bei Versuch 3/15 gemacht haben.

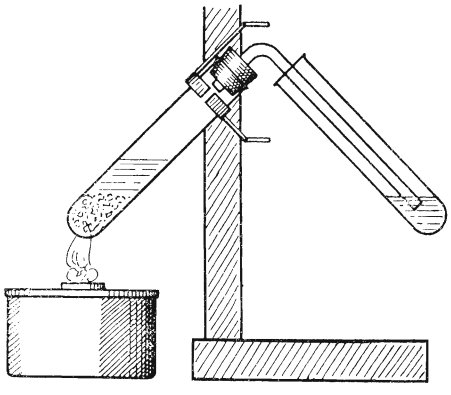
Sonderbar, trotzdem an den aus dem Rohr quellenden Gasblasen ersichtlich ist, daß Gas ausfließt, will sich das zweite Probierglas nicht mit Gas füllen. Die Blasen

steigen in dem Wasser etwas empor und verschwinden dann. Das Gas wird von dem Wasser im Trog *aufgelöst*. Vielleicht beobachten wir sogar, daß das Wasser dem Gas in die Ableitungsröhre entgegensteigt, so gierig nimmt es das Gas auf. Wenn daher die Gasentwicklung etwas nachläßt, muß die Ableitungsröhre aus dem Wasser genommen werden, weil sonst das Wasser bis in die Kochsalz-Schwefelsäuremischung hinaufsteigen würde. Ein Liter Wasser löst nämlich 450 Liter Salzsäuregas.

(6.) Das Salzsäuregas ist schwerer als Luft. Es kann daher in eine offene Flasche gefüllt werden, indem man das Ableitungsrohr bis auf den Grund der Flasche führt. Vergleiche Versuch 4/19. Wenn man nach einiger Zeit annehmen kann, daß die Flasche ganz mit dem Gas angefüllt ist, oder besser, wenn man mit dem Salmiakstab nachweisen kann, daß schon Salzsäuregas über die Mündung der Flasche hinausläuft, wird das Ableitungsrohr herausgenommen und die Flasche mit einem Stopfen, der das kurze Glasrohr trägt, verschlossen. Nun halte man die Flasche, mit dem Glasrohr voran, in das Wasser des Troges und bewege die Flasche ein wenig. Das Wasser spritzt in einem Strahl in die Flasche. Die Erscheinung erklärt sich aus der großen Löslichkeit des Salzsäuregases. Der Versuch gelingt übrigens nur, wenn die benutzte Flasche innen durchaus trocken war.



7. Um eine recht starke Lösung des Gases in Wasser zu erhalten, beschicken wir nochmals ein Probierglas mit Kochsalz und Schwefelsäure und erwärmen. Die Kochsalz-Schwefelsäuremischung des vorhergehenden Versuchs bewahren wir für Versuch 26 auf. Das neu entstehende Gas leiten wir so lange in ein höchstens 2 cm hoch mit Wasser gefülltes Probierglas, bis die Blasen anfangen, durch das Wasser ganz hinaufzusteigen. Dies ist ein Zeichen, daß das Wasser an Gas gesättigt ist. Es ist aber möglich, daß uns das Gas oder vielleicht auch nur die Geduld ausgeht, bevor diese Sättigung erreicht ist.



Wir prüfen die Lösung mit blauem Lackmuspaier. Die Lösung ist eine kräftige Säure. Der Geschmack darf erst nach vorhergehender Verdünnung an einem Tropfen geprüft werden. Die gesättigte Lösung des Gases ist die käufliche *konzentrierte Salzsäure*. Zur Herstellung der Säure in unserer Flasche 46 ist konzentrierte Salzsäure mit der gleichen Menge Wasser verdünnt worden.

Salzsäure ist die gesättigte Lösung von Salzsäuregas in Wasser. **A**

(8.) Durch Erhitzen läßt sich das Salzsäuregas größtenteils wieder aus dem Wasser austreiben. In ein Probierglas wird 2 cm hoch Salzsäure eigener Fabrikation aus Versuch 7 mit

nochmal soviel Wasser verdünnt und erhitzt. Wenn die Menge der Flüssigkeit abnimmt, so daß ein weiteres Erhitzen durch Mangel an Flüssigkeit dem Probierglas gefährlich würde, wird einfach wieder Wasser nachgefüllt. Mit blauem Lackmuspapier läßt sich im Dampf abziehendes Salzsäuregas nachweisen.

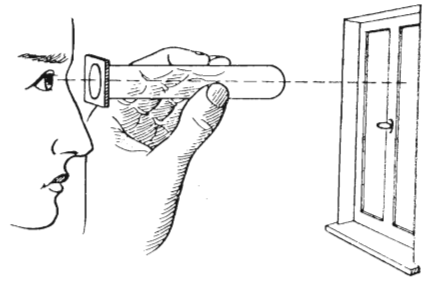
Die Salzsäure wird also beim Erhitzen dünner und schwächer. In dieser Beziehung verhält sie sich umgekehrt wie die Schwefelsäure. In Versuch 5/1 hatten wir die verdünnte Schwefelsäure erhitzt, die dabei immer konzentrierter und stärker wurde, weil zuerst das Wasser verdunstete und erst nachher die Säure.

9. Das Salzsäuregas ist kein einfaches Gas, sondern zusammengesetzt, wie z. B. das Schwefeldioxydgas. Durch elektrolytische Zerlegung der Salzsäure erhält man die Bestandteile des Salzsäuregases. Die Anordnung ist dieselbe wie bei der Zerlegung des Wassers im Versuch 1/1, nur müssen statt der Eisenstifte Kohlestifte in den Stopfen eingesetzt werden, weil Metalle von der Säure zerstört würden. Die Kohlestifte entnimmt man am besten alten Taschenlampenbatterien. Die Stromzuführungsdrähte sind, um eine innige Verbindung zu erreichen, mehrmals straff um die Kohlestifte zu winden. Die Stifte sollen etwa 10 mm hoch in die Säure ragen und diese noch 5 mm höher stehen.

Nach Stromschluß steigen an beiden Stiften Blasen auf. Weil das eine der beiden Gase im Wasser stark löslich ist, soll der Apparat längere Zeit betrieben werden, ehe man die zwei zum Auffangen der Gase bestimmten Probiergläser über die Stifte setzt; auch jetzt werden diese erst nach längerer Zeit und nicht zu gleicher Zeit gefüllt sein. Die Beobachtung, daß das eine Glas viel später voll wird, darf nicht so gedeutet werden, daß in der Salzsäure von diesem Gas weniger enthalten ist; es werden nämlich beide Gase in gleicher Menge ausgeschieden, aber das eine Gas löst sich fortwährend im Wasser des Probierglases auf, bis dieses an Gas gesättigt ist, was sehr lange dauert.

Zuerst untersuchen wir das Gas, das über dem *negativen* (also mit der langen Anschlußfeder der Batterie in Verbindung stehenden) Stift aufstieg, auf Brennbarkeit wie in Versuch 1/3. Welches Gas ist damit als Bestandteil der Salzsäure nachgewiesen? Es stammt in diesem Falle nicht etwa aus dem Wasser!

10. Das andere Probierglas wird mit einer Glasplatte oder einem Uhrglas verschlossen und die Farbe des darin befindlichen Gases beobachtet, indem man der Länge nach durch das Probierglas hindurch gegen das helle Fenster schaut. Wegen seiner grünlichen Farbe heißt das neue Gas *Chlor*, mit dem Zeichen Cl, vom griechischen chloros = grün.



11. Chlor ist 2½mal so schwer wie Luft. 1 Liter Chlor wiegt 3,2 g, es wird aus dem mit der Öffnung nach oben aufgestellten Probierglas nicht entweichen. Jetzt dürfen wir *vorsichtig* etwa 10 cm über der Mündung des Probierglases den Geruch des Gases prüfen. Es riecht stechend und reizt zum Husten, es ist den Atmungsorganen sehr schädlich.

Die folgenden Versuche mit Chlor stellen wir daher im *Freien*, oder doch auf dem äußeren Teil des Fenstergesimses an. In größeren Mengen eingeatmet bewirkt das Gas Blutspeien.

12. In das Probierglas mit Chlor hängen wir blaues Lackmuspapier. Es wird nicht etwa rot, sondern weiß, es wird gebleicht. Ebenso können wir eine kleine far-

bige Blüte in das Probierglas mit Chlor bringen, sie wird ebenfalls gebleicht. Chlor ist ein starkes *Bleichmittel.*

Chlor, Cl, ist ein grünes, stechend riechendes, giftiges, schweres Gas, das Farbstoffe bleicht. **B**

13. Nach dem Ergebnis der elektrischen Zerlegung besteht das Salzsäuregas aus den beiden Gasen Wasserstoff und Chlor, und zwar zu gleichen Teilen, es ist also *Chlorwasserstoff* = HCl und die Salzsäure einfach eine Lösung dieses Gases in Wasser. Salzsäure hat daher ebenfalls die abgekürzte Schreibweise HCl.

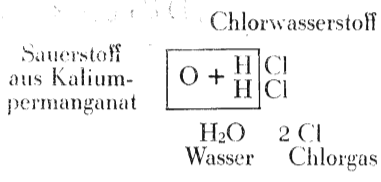
Das Chlorwasserstoffgas darf nicht verwechselt werden mit dem Chlorgas des vorhergehenden Versuches.

Chlorwasserstoffgas, HCl, ist ein zusammengesetztes Gas, es ist farblos, färbt Lackmus rot und bildet mit Salmiakgeist weiße Nebel. **C**

(14) Zum genaueren Studium des Gases Chlor suchen wir größere Mengen herzustellen. Wenn man Salzsäure erhitzt, entweicht Chlorwasserstoff oder HCl. Könnte man dem Wasserstoff des Salzsäuregases vor dem Aufsteigen Gelegenheit zu anderweitiger Verbindung geben, so würde vielleicht nur das Chlor aufsteigen. Wasserstoff verbindet sich gerne mit Sauerstoff zu Wasser. Wir bringen also in ein Probierglas 2 cm hoch Salzsäure und geben ½ cm hoch Kaliumpermanganat (Glas 54) hinzu, das wir aus Versuch 3/13 als sauerstoffreichen Körper kennen. Falls noch kein Gas aufsteigt, wird leicht erwärmt. Vorsichtig den Geruch prüfen! Jetzt entsteigt wirklich Chlor.

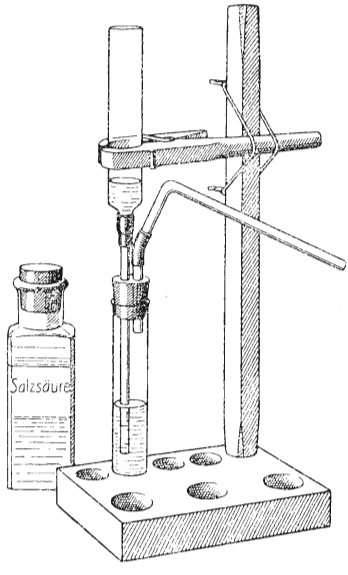
Wir hängen wieder ein Lackmusstreifchen in das Probierglas und beobachten, daß es gebleicht wird.

Die eben beobachtete Entstehung des Chlors erklärt sich wie folgt:



Der Wasserstoff des Chlorwasserstoffs hat mit dem vom Kaliumpermanganat erhaltenen Sauerstoff Wasser gebildet, hat also den bisherigen Gefährten Chlor schmählich im Stiche gelassen, so daß dieser aufsteigen mußte.

(15.) Der Apparat der Abbildung zeigt eine Möglichkeit zu allmählicher Chlordarstellung. Das Meßrohr wird als Trichter mit dem geraden Glasrohr durch kurzes Schlauchstück zusammengesetzt und am Ständer durch den Probierglashalter gehalten. Im Probierglas ist Kaliumpermanganat und Wasser. Durch allmähliches Zugießen von Salzsäure in den Trichter entsteht immer wieder neues Chlor. Wird die Entwicklung zu lebhaft, kühlt man die Mischung durch Einstellen in die Kochflasche mit kaltem Wasser.



Die Versuche mit Chlor dürfen nur im Freien oder vor dem offenen Fenster ausgeführt werden. Hat man etwas viel Chlor in die Nase bekommen, so rieche man an Salmiakgeist. Nach Beendigung des Versuchs müssen die Schläuche und die Gummistopfen sofort mit Salmiakgeistwasser ausgespült werden, weil sie sonst verderben.

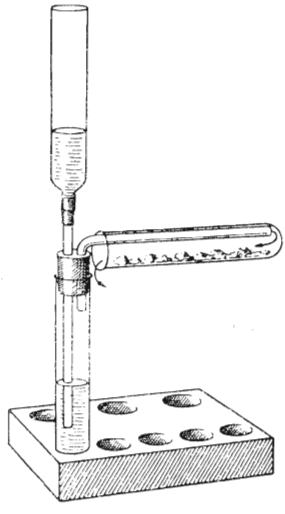
(16.) Es bleibt noch in Anlehnung an Versuch 5 die Löslichkeit des Chlorgases in Wasser zu untersuchen. Man füllt ein Probierglas mit dem Gas, das Ableitungsrohr wird bis zum Grunde des Glases eingeführt, dann schließt man das Probierglas mit dem Finger und stellt es umgekehrt in Wasser. Das Wasser steigt nur wenig. Chlor ist in Wasser weniger leicht löslich als das Chlorwasserstoffgas.

(17.) Trotzdem wollen wir ein wenig Chlorwasser bereiten, in dem wir, immer im Freien, längere Zeit Chlor durch Wasser leiten. Nicht zu verwechseln mit Salzsäure.

Chlorwasser ist die gesättigte Lösung von grünem Chlorgas in Wasser. **D**

(18.) Chlorwasser ist ein gutes Fleckenreinigungsmittel. Auf kleine Stofflappen machen wir absichtlich Flecken mit Heidelbeeren oder Kirschen oder ähnlichem Eingemachtem. Dann wasche man die gefärbten Stellen mit dem Chlorwasser, ohne mit reinem Wasser nachzuspülen und betrachte die Lappen nach einer Woche. Daraus ergibt sich die Notwendigkeit einer gründlichen Entfernung des benutzten Chlors, weil das Gewebe sonst darunter leidet.

(19.) Ein im Haushalt bekanntes Bleichmittel ist der Chlorkalk, der ja auch den Geruch nach Chlor verbreitet. Eine kleine Probe Chlorkalk stellen wir uns her, indem wir ein Probierglas zu ¼ mit pulverigem gebranntem Kalk aus dem Glas 58 füllen, der mit recht wenig Wasser in der Porzellanschale leicht angefeuchtet wurde. Dann verteilt man dieses Pulver längs der Probierglaswand, so daß in dem waagrecht hängenden Probierglas ein Raum bleibt, der den längeren Teil des gebogenen Ableitungsrohres bis an den Grund des Probierglases zu führen erlaubt. Das Chlorgas soll über den Kalk hinstreichen, es wird dann von diesem an sich gerissen. In etwa 15 Minuten wird der Kalk genug Chlor aufgenommen haben.

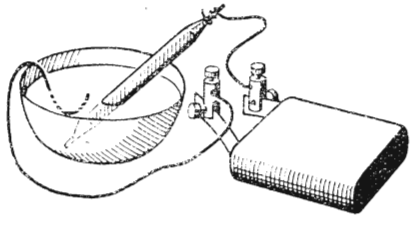


Wir schütten den pulverigen Chlorkalk in die Porzellanschale und riechen daran. Es ist der bekannte Chlorkalkgeruch, der aber bei einiger Aufmerksamkeit als von dem des reinen Chlors verschieden erkannt wird. Es ist eben der Geruch der neuen Verbindung Chlorkalk Ca-Cl-O-Cl. Nun lege man rotes Lackmuspapier zum Chlorkalk. Es wird zuerst blau, später aber gebleicht, ein Zeichen, daß richtiger Chlorkalk entstanden ist. Zum Vergleich kann man ja noch rotes Lackmuspapier in Kalk legen, der nur befeuchtet und nicht mit Chlor behandelt wurde. Den Chlorkalk brauchen wir später wieder, also in einem Glas mit Aufschrift aufbewahren!

Das Kochsalz

20. Nun interessiert uns das Material, aus dem wir in Versuch 4 das Salzsäuregas bereitet haben, das bekannte Kochsalz. Als Salz, das es seinem Aussehen und auch seinem Namen nach unbestritten ist, muß es nach dem Ergebnis der Versuche 5/27—29 aus einem Metall und einem Säurerest bestehen. Welches Metall mag darin sein? Die Flammenfärbung gibt die Antwort: Das Metall Natrium.

21. Zur Auffindung des Säurerestes unterwerfen wir das Kochsalz der elektrischen Zerlegung, und zwar, wie bei der Zerlegung der Salzsäure, unter Benützung von Kohlestiften und recht starker Lösung des Kochsalzes. Siehe Versuch 1/1. Es genügt auch eine vereinfachte Anordnung mit Salzlösung in der Porzellanschale. Der mit dem kurzen Anschlußstück der Batterie verbundene Draht muß unbedingt zu einem Kohlestift geführt sein. Es genügt als solcher auch schon der Graphitkern eines Bleistiftes.



Wiederum steigen zwei Gase auf. Das über dem negativen Stift ist Wasserstoff. Es braucht aber nicht unbedingt aus dem Salz zu kommen, sondern diesmal ist es ein Teil des zur Auflösung des Salzes gebrauchten Wassers. Wenn wir die Nase über die Schale halten, verrät sich das andere Gas schon durch seinen Geruch. Es ist Chlor. Aus dem Wasser kann dieses nicht abgetrennt worden sein, es ist ein Bestandteil des Kochsalzes. Somit sind im Kochsalz das Metall Natrium, sowie Chlor als Rest der Salzsäure nachgewiesen.

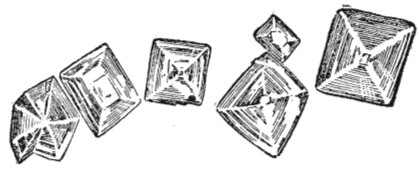
Kochsalz ist Natriumchlorid = NaCl, es bildet farblose, würfelförmige Kristalle. **E**

22. Um eine recht starke Kochsalzlösung zu bekommen, füllen wir ein Probierglas zur Hälfte mit Kochsalz und dann noch bis zum Rande mit Wasser und schütteln die Mischung. Wenn sich nicht alles gelöst hat, schütteln wir wieder. Es scheint, daß das Wasser nicht willig ist, weiteres Salz aufzulösen. Die Lösung ist *gesättigt*. Ob eine Lösung gesättigt ist, sieht man daran, daß am Grunde der Lösung trotz Schütteln immer noch Salz ungelöst bleibt.

(23.) Bei Zucker beobachtet man, daß er sich in warmen Flüssigkeiten rascher löst als in kalten. Wir erwärmen die Salzmischung des vorhergehenden Versuchs, indem wir sie gleichzeitig mit dem Glasstab umrühren. Wenn das Rühren unterlassen wird, ist zu befürchten, daß infolge ungleicher Erwärmung des Inhalts das Glas springt. Wie steht es mit der Menge des nun gelösten Salzes?

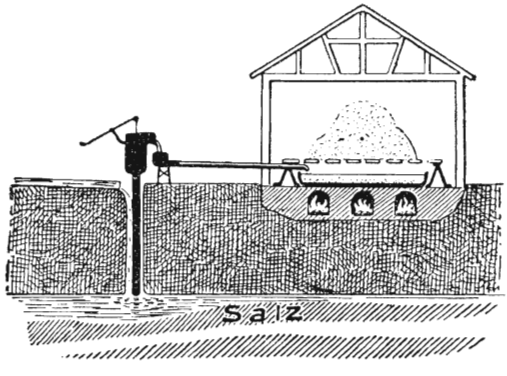
Wir merken uns, daß Kochsalz im kalten und warmen Wasser fast gleich gut löslich ist, daß es also im Haushalt bei Bereitung einer Kochsalzlösung keinen Sinn hat, die Lösung zu erwärmen.

24. Von der gesättigten Kochsalzlösung geben wir eine Probe auf ein Uhrglas und lassen verdunsten, um die prächtigen Würfelchen des kristallisierten Kochsalzes zu sehen. An diesen würfelförmigen Kristallen werden wir in Zukunft das Kochsalz leicht wieder erkennen.



25. Die Ausscheidung des Kochsalzes aus seinen Lösungen, sobald diese gesättigt sind, d. h. wenn sie 350 g Kochsalz auf einen Liter Lösung enthalten, bietet einen Weg zu seiner Gewinnung. Bekanntlich ist das Meerwasser sehr salzhaltig, es enthält bis zu 3% Kochsalz. Man bringt es zur Ausscheidung, indem man das Meerwasser in flachen Gruben an der Küste verdunsten läßt, worauf das Salz ausscheidet.

In allen Erdteilen befinden sich an manchen Stellen unterirdische Salzlager, von ehemaligen Meeresteilen herrührend, die an dieser Stelle eingetrocknet sind. Da kann das Salz wie die Steinkohle bergmännisch in großen Stücken herausgebrochen werden.



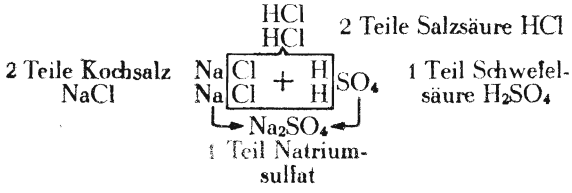
Wo die Salzlager tiefer liegen oder weniger mächtige Schichten bilden, hilft man sich dadurch, daß man enge Bohrlöcher bis auf die Salzlager treibt, dann Wasser hinunterfließen läßt, das Salz auflöst, und die Salzlösung wieder heraufpumpt. In großen, flachen Pfannen wird das Wasser abgedampft und das sich am Grunde ausscheidende

Kochsalz herausgeschöpft. Damit es abtropfen und trocknen kann, schichtet man es über den Pfannen auf Holzgestelle. Die Abbildung zeigt schematisch die Einrichtung eines solchen Salzwerkes.

Kochsalz ist ein unentbehrlicher Bestandteil der Nahrung von Mensch und Tier, eine bedeutende Menge dient auch als Rohstoff für die Gewinnung anderer chemischer Stoffe. Im Jahre 1937 wurden in der gesamten Welt 32 500 000 Tonnen Kochsalz gewonnen. Davon wurden zwei Drittel für die Ernährung und zur Konservierung von Nahrungsmitteln, ein Drittel für die chemische Industrie und das Gewerbe verbraucht.

26. Was ist denn aus dem Kochsalz geworden, das in den Versuchen 3 und 7 mit Schwefelsäure behandelt wurde und aus dem das Gas HCl entwich? Der Vorgang ist folgender:

Im Kochsalz, NaCl, ist der Rest Cl der Salzsäure enthalten. Nun ist aber die Schwefelsäure eine stärkere Säure als die Salzsäure und auch unter den chemischen Stoffen gilt das Recht des Stärkeren. So verdrängt nun der stärkere Schwefelsäurerest SO_4 den schwächeren Salzsäurerest Cl von dem Metall Natrium, Na, um sich selbst mit diesem zu verbinden zu Natriumsulfat Na_2SO_4.



Dieser Vorgang der Verdrängung ist eine häufige Ursache der Entstehung neuer Salze. Wir merken uns daher:

Der stärkere Säurerest verdrängt den schwächeren Säurerest aus seinem Salz und verbindet sich mit dem Metall zu einem neuen Salz. **F**

Natriumsulfat erhalten wir in Kristallform, wenn wir die im Glas des Versuchs 7 zurückgebliebene Flüssigkeit abdampfen. Natriumsulfat ist auch unter dem Namen Glaubersalz bekannt (J. R. Glauber, 1603—1668), es findet in der Tierheilkunde Verwendung; in großen Mengen wird es wasserfrei hergestellt für die Glas- und Waschmittelindustrie.

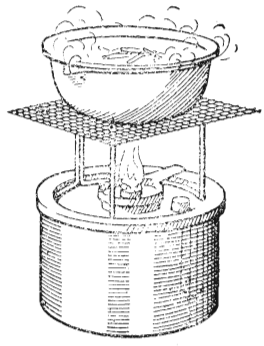
(27.) Kochsalz ist ein Chlorid, d. h. ein Salz der Salzsäure. Es ist natürlich nicht das einzige Salz der Salzsäure, sondern durch Verbindung mit anderen Metallen kann sie noch eine ganze Reihe von Chloriden bilden. Der Vorgang ist derselbe wie bei der Bildung der Sulfate.

Wie die Schwefelsäure, so vermögen auch manche Metalle den Wasserstoff der Salzsäure zu verdrängen, um sich dann mit dem Rest der Salzsäure zu verbinden. Dieser Rest ist, da die Salzsäure ja einfacher zusammengesetzt ist wie die Schwefelsäure, das uns schon bekannte Chlor. Weil sich die entstehenden Salze aus dem Metall und dem Säurerest Chlor zusammensetzen, heißt man diese Salze der Salzsäure *Chloride*.

Zuerst machen wir uns *Eisenchlorid*. In Salzsäure, 2 cm hoch im Probierglas, werden eiserne Nägel gelegt und der Prozeß durch Erwärmen eingeleitet. Es muß wie immer etwas Eisen übrig bleiben, nachdem trotz mehrmaliger Erwärmung keine Gasentwicklung mehr stattfindet. Die blaugrüne Lösung soll vorsichtig in das Uhrglas abgegossen werden, ohne daß die Nägel mitkommen. Man erspart sich so das Filtrieren.

Weil die Kristalle des Eisenchlorids sich bei zu starker Hitze zersetzen, dürfen wir nur über dem Wasserbad abdampfen. Dies ist einfach eingerichtet, siehe die Abbildung. In der Porzellanschale kocht Wasser, und die Wasserdämpfe erhitzen die in dem aufgelegten Uhr-

glas befindliche Lösung bis deren Wasserbestandteil verdunstet ist. Die Lösung kann auf diese Weise nur so warm werden wie der Dampf, nämlich 100°. Ganz geht das Wasser übrigens auch nicht weg: nach eintägigem Liegen an der Luft scheint das Salz eher wieder feuchter zu sein; es nimmt, wie die Schwefelsäure, Wasser aus der Luft auf.



(28.) Neben dem grünen Eisenchlorid $FeCl_2$ gibt es noch ein braunes Eisenchlorid $FeCl_3$. Wenn wir zu der grünen Eisenchloridlösung einige Tropfen Salpetersäure aus der Flasche 47 geben, wird die Flüssigkeit sofort braun. Wir brauchen später dieses braune Eisenchlorid und bewahren es im Röhrchen 111 auf.

(29.) *Zinkchlorid* wäre noch schwieriger wasserfrei zu machen, wir verzichten daher auf seine Herstellung und wollen es dabei bewenden lassen zu beobachten, wie Zink in Salzsäure, 1 cm hoch im Probierglas, den Wasserstoff verdrängt.

(30.) Ebenso haben wir uns in einem kleinen Versuch bald überzeugt, daß auch ein 1 cm langes Stück Magnesiumband den Wasserstoff aus der Salzsäure verdrängen kann und dabei vorläufig noch aufgelöstes *Magnesiumchlorid* bildet. Auf das Abdampfen verzichten wir auch hier.

(31.) Wie verhält sich ein Streifen Kupfer und ebenso Blei in Salzsäure?

Wie wir gesehen haben, gleichen sich diese Metalle in dem Verhalten gegenüber der Salzsäure wie damals bei der Schwefelsäure; beide verdrängen den Wasserstoff nicht aus der Salzsäure. Somit können wir auf direktem Wege kein Kupferchlorid und auch kein Bleichlorid herstellen.

7. Die Salpetersäure

Zu den starken Säuren rechnet man außer der Schwefelsäure und Salzsäure auch noch die Salpetersäure. Wie die Salzsäure aus Kochsalz bereitet werden kann, werden wir aus *Salpetersalz* die Salpetersäure herstellen. Vorher wollen wir aber das neue Salz Salpeter in Glas 57 näher kennen lernen.

1. Man prüfe den Geschmack eines kleinen Körnchens Salpeter auf der Zunge. Der salzige Geschmack gleicht dem des Kochsalzes, ist aber viel durchdringender.

(2.) Auf einem Papierblatt legen wir Salpetersalz bereit, indem wir etwaige Salzbrocken zerdrücken. In ein Probierglas füllen wir 4 cm hoch Wasser und messen mit einem Thermometer (aus dem Kosmos-Baukasten Mechanik) die Wärme des Wassers. Dann schütten wir so viel Salpetersalz hinein, bis es 1 cm unter dem Flüssigkeitsspiegel steht. Wir benützen das Thermometer als Stab zum Umrühren und beobachten nach kurzem Rühren die Wärme der Lösung. Das Sinken des Thermometers besagt, daß beim Auflösen des Salzes Wärme verbraucht wird. Die Wärme hat zum Lockern der Moleküle gedient, ähnlich wie beim Schmelzen eines Stoffes eine gewisse Menge Wärme zur Lösung des Zusammenhangs der einzelnen Teile nötig ist. Gewisse andere Salze verbrauchen beim Auflösen so viel Lösungswärme, daß die Temperatur tief unter 0° sinkt. Kältemischung.

(3.) Nach Entfernen des Thermometers schütteln wir, um weitere Salzmengen in Lösung zu bringen; wohl ohne viel Erfolg. Die Lösung ist eben gesättigt. Vergleiche Versuch 6/22. Wir halten mit Schütteln inne und stellen fest, wie hoch das Salz der *kaltgesättigten* Lösung steht.

Wir erwärmen das Salpetersalz-Wasser, indem wir den mit Flüssigkeit gefüllten Teil schräg in die Flamme halten und gelegentlich umschütteln. Schließlich wird sich nahezu die gesamte Salzmasse lösen. Salpeter ist im heißen Wasser 2½ mal löslicher als im kalten Wasser. Gegensatz zu Kochsalz.

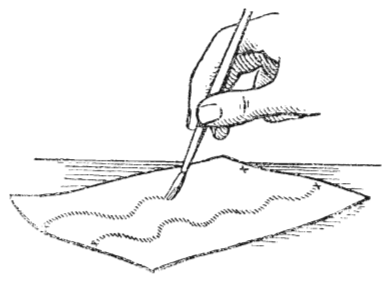
(4.) An der nun *warmgesättigten* Lösung bezeichnen wir den Stand des ungelösten Salzes mit einem Gummiring, den wir um das Probierglas schlingen, und stellen das Glas beiseite.

Was bemerkt man nach einiger Zeit beim langsamen Abkühlen? Man achte auf die Form der abgeschiedenen Salzteilchen.

(5.) Schließlich kann man die Lösung durch Eintauchen des Probierglases in kaltes Wasser noch völlig abkühlen: es wird nahezu die ganze Masse erstarren. Von der geringen Menge der noch verbleibenden Salzlösung gießen wir auf ein Uhrglas, damit beim allmählichen Verdunsten des Wassers schön geformte Kristalle entstehen. Die Kristallform unterscheidet das Salpetersalz deutlich vom Kochsalz.

6. Etwas trockenes, fein zerdrücktes Salpetersalz, 2 cm hoch, erhitzt man in einem ebenfalls durchaus trockenen Probierglas. Ein außen nasses Glas würde zerspringen. Die entstehende Flüssigkeit ist geschmolzener Salpeter, nicht etwa gelöster Salpeter. Nun tauche man das *glimmende* Ende eines Holzspans zwei Sekunden lang in die Schmelze. Was bedeutet das lebhaftere Brennen? Salpeter enthält viel Sauerstoff. Damit beim Erstarren des geschmolzenen Salzes das Probierglas weniger leicht springt, legt man es fast waagrecht hin.

(7.) Mit einem Pinselchen, das man in eine Salpetersal*zlösung* getaucht hat, zeichne man auf ein Papierblatt zwei Wellenlinien in der Art der Abbildung und bezeichne vor dem Trocknen die Anfangs- und Endpunkte der Linien mit einem Bleistiftstrich. Nach dem Trocknen dient das so vorbereitete Papier zu einem kleinen Scherz. Man bringt den Streifen am Anfang jedes Striches mit einem glimmenden Streichholz zum Brennen. Die Glut pflanzt sich längs des Salpeterstrichs fort.



(8.) Salpeter ist auch der Sauerstoff liefernde Bestandteil in dem alten *Schießpulver*. Dieses muß ja in dem völlig geschlossenen Raum der Patrone verbrennen, und dazu braucht es Sauerstoff. Außer Salpeter enthält Schießpulver noch Schwefel und Kohle. Eine ganz kleine Menge Schießpulver dürfen wir herstellen, der Versuch ist nach folgender Anweisung ungefährlich.

Wir zerdrücken ein bohnengroßes Stück Holzkohle auf einem Blatt Papier zu feinem Pulver. Auf einem zweiten Blatt Papier zerdrücken wir ebenso Salpetersalz. Nun füllen wir zuerst die Holzkohle 7 mm hoch, dann den Salpeter 8 mm hoch in das Probierglas und geben dann noch 3 mm hoch Schwefelblüte aus Glas 51 dazu. Es darf jetzt keine brennende Flamme in der Nähe sein! Nun mischen wir die Bestandteile durch vorsichtiges Umdrehen und Umschütteln des Glases. Schließlich geben wir die Mischung auf ein Blatt Papier, legen diese auf das Drahtnetz, das durch das darunter gesetzte Kochgestell getragen wird, und entzünden mit dem glühenden Ende eines Eisendrahtes, wobei wir das Gesicht natürlich abwenden. Es gibt keinen Knall, sondern nur eine plötzliche hohe Flamme, wie diese auch bei richtigem Pulver auftritt, wenn dieses offen entzündet wird.

9. Als richtiges Salz muß Salpeter ein Metall und einen Säurerest enthalten. Welches Metall steckt im Kochsalz? Wie erkannte man es?

Die Flammenfärbung soll auch hier helfen. Wir tauchen nassen Eisendraht in feines Salpetersalz und halten den Draht dann in den farblosen Teil der Flamme. Die Flamme wird nicht gelb, das Metall Natrium fehlt also. Die violette Flammenfärbung ist vielmehr nach Versuch 5/40 kennzeichnend für das dem Natrium verwandte Metall Kalium.

10. Nunmehr wären in unserem Salpetersalz Sauerstoff und das Metall Kalium nachgewiesen. Außerdem enthält es noch Stickstoff oder Nitrogenium = N.

Salpetersalz, KNO_3, ist ein farbloses Salz mit stäbchenförmigen Kristallen, es färbt die Flamme violett. **A**

Neben diesem sogenannten Kalisalpeter gibt es noch Natronsalpeter, der statt des Metalls Kalium Natrium enthält. Wie könnte man die beiden Salpeterarten unterscheiden? Offenbar müßte das verschiedene Metall durch Flammenfärbung zu erkennen sein. Den Natronsalpeter findet man in Chile in mächtigen Lagern.

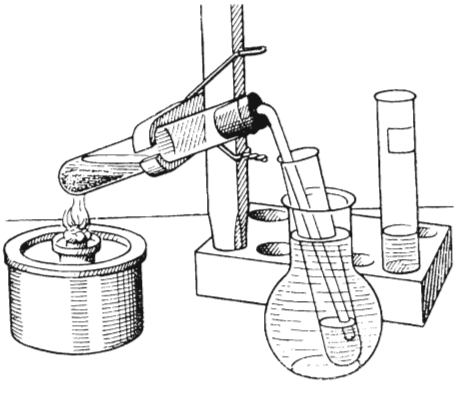
Natronsalpeter zieht Feuchtigkeit an, zur Herstellung von Pulver kann nur Kalisalpeter verwendet werden.

11. In Versuch 6/26 wurde bemerkt, daß in der Chemie das Recht des Stärkeren gilt, indem zuweilen die stärkere Säure die schwächere aus ihren Salzen vertreibt, um sich selbst mit dem betreffenden Metall zu verbinden. Eine solche starke Säure war die Schwefelsäure, die schon die Salzsäure aus dem Kochsalz ausgetrieben hatte. Bringt man Schwefelsäure mit Salpetersalz zusammen und erwärmt, so geschieht dasselbe mit dem im Salpetersalz steckenden Säurerest der Salpetersäure.

Der stärkere Schwefelsäurerest SO_4 vertreibt den schwächeren Salpetersäurerest NO_3 aus dem Salpetersalz und bildet mit dem Kalium des Salpeters ein neues Salz Kaliumsulfat. **B**

$$\begin{array}{rl} H_2[SO_4] & \text{Schwefelsäure} \\ K[NO_3] & \\ K[NO_3] & \text{Salpetersalz} \\ \hline K_2SO_4 + HNO_3 & \\ \quad\quad HNO_3 & \\ \text{Kalium-} & \text{Salpetersäure} \\ \text{sulfat} & \end{array}$$

Die Abbildung zeigt die Anordnung. Ein Probierglas wird am Stativ in schräger Lage befestigt und Salpetersalz 2 cm hoch eingefüllt. Es kann auch das aus der Lösung des Versuchs 4 auskristallisierte Salz verwendet werden. Überschüssiges Lösungswasser wird abgegossen und dafür bis zur halben Höhe Schwefelsäure zugegeben. Statt des Gummistopfens muß man diesmal den durchbohrten Korkstopfen verwenden. Nun wird die Lösung erwärmt, unter ständiger leichter Bewegung der Flamme. Sobald die Flüssigkeit zu sieden beginnt, darf nur noch der kugelförmige Boden erwärmt werden, da sonst die aufwallende Flüssigkeit in das Ableitungsrohr übertritt. Wir wollen in dem zweiten Probierglas doch keine Schwefelsäure, sondern Salpetersäure. Das Auffangglas wird gegen ein frisches ausgetauscht, sobald sich im Ableitungsrohr braune Dämpfe zeigen. Das erste Destillat wird mit der Aufschrift „Salpetersäure" versehen und für den Versuch 17 verkorkt vorläufig beiseite gestellt.



12. Wir erhitzen weiter, bis das Salz ganz dick geworden ist, dann zersetzt sich die entstehende Salpetersäure teilweise, und es entweicht ein braunes Gas. Dieses ist Stickstoffdioxyd = NO_2. Es ist giftig, daher soll der Versuch möglichst vor dem Fenster durchgeführt werden. Das braune Gas löst sich in der überdestillierenden unzersetzten Säure und färbt sie gelbbraun.

Stickstoffdioxyd ist ein braunes, schweres, giftiges Gas. **C**

13. Diese braune *rauchende Salpetersäure* ist eine stark ätzende Flüssigkeit. Man tauche einen Holzspan in die selbstgefertigte Salpetersäure. Er färbt sich sofort gelb. Wie veränderte sich ein Holzstab, der in konzentrierte Schwefelsäure getaucht wurde? Siehe Versuch 5/2.

14. Die gleiche Färbung entsteht auch auf der Haut, wenn man unter Benutzung eines Glasstabes zwei Tropfen auf die innere Handfläche setzt und nach wenigen Sekunden wieder abwäscht.

15. Um die Wirkung der Säure aufzuheben, betupfe man den einen der Punkte mit Salmiakgeist und vergleiche die Farbe des neutralisierten mit dem nicht behandelten. Statt blasser ist er eher kräftiger geworden. Mit Essig wird er dann wieder schwächer.

16. Auf dunklem Wollstoff gibt ein Säuretropfen ebenfalls Flecken und in kurzer Zeit ein Loch. Versuch. Sofortiges Betupfen mit Salmiakgeist hindert die Zerstörung des Gewebes, vermag aber den gelben Fleck nicht zu beseitigen, sondern vergrößert nur noch seine Leuchtkraft.

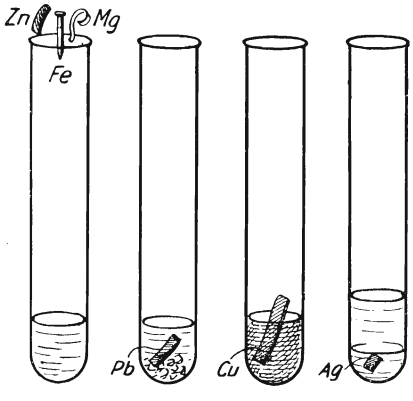
Salpetersäure, HNO_3, ist farblos und zerstört organische Stoffe durch Gelbfärbung. **D**

Durch Auflösung von braunem Stickstoffdioxyd wird Salpetersäure braun und heißt dann „rauchende Salpetersäure". **E**

Die Salze der Salpetersäure

17. Es bleibt nun noch das Verhalten der Säure im beiseitegestellten Probierglas des Versuches 11 gegenüber Metallen zu untersuchen.

Aus früheren Versuchen wissen wir, daß Magnesium, Zink und Eisen den Wasserstoff aus der Schwefelsäure und ebenso aus der Salzsäure verdrängen und mit dem Rest der Säure Salze bilden. Hingegen tun dies Blei, reines Kupfer und Silber nicht.



In das Probierglas, das die selbstgefertigte helle Salpetersäure enthält, geben wir zuerst ein kleines Zinkstück; wenn dann die Gasentwicklung aufgehört hat, lassen wir in die gleiche Säure einen ganz kleinen Nagel hineinfallen, nachher etwa 1 cm Magnesiumband.

Die Salpetersäure scheint recht angriffslustig zu sein. Auch haben wir bemerkt, daß statt Wasserstoff infolge teilweiser Zersetzung der Salpetersäure das braune Gas Stickstoffdioxyd auftritt. *Dieses Gas ist giftig* und viel schädlicher als man nach den geringen Beschwerden beim ersten Einatmen glauben könnte. Wo immer das braune Gas erscheint, muß das Gerät *vor das Fenster* gestellt werden.

18. Für die Prüfung des Verhaltens der Säure gegenüber Kupfer soll ein frisches Probierglas 3 cm hoch mit Säure aus der Flasche 47 gefüllt werden. Wenn die Einwirkung nicht eintreten will oder wieder zum Stillstand kommt, hilft man mit Erwärmen nach. Es wird etwa 6 cm^2 Kupfer von der Säure verschlungen werden, und wenn trotz Erwärmen und überschüssigem Kupfer kein braunes Gas mehr entweicht, ist der Vorgang zu Ende. Durch Abdampfen und schließlich Verdunsten im Uhrglas erhält man ein blaues Salz, das aber schon in der Kristallform sich vom ebenfalls blauen

Kupfersulfat des Versuchs 5/35 unterscheidet. Diesmal ist es eben eine Verbindung von Kupfer mit dem *Rest der Salpetersäure*.

$$HNO_3 + Cu = CuNO_3 *$$

Die Salze der Salpetersäure heißen *Nitrate*. Sie sind immer die Verbindung eines Metalles mit dem Salpetersäurerest NO_3. Das aus Kupfer und Salpetersäure gewonnene Salz nennen wir daher *Kupfernitrat*.

19. Salpetersäure vermag also mit Kupfer ohne weiteres Salze zu bilden, was bekanntlich die Schwefelsäure und die Salzsäure nicht konnten. Versuchen wir also auch Bleinitrat herzustellen, indem wir genau nach dem vorhergehenden Versuch verfahren. Es muß etwas Blei übrig bleiben, wenn die Entwicklung der Dämpfe trotz Erwärmen nicht mehr weiter geht. Wir bemerken, daß das entstehende Bleinitrat ohne Eindampfen des Wassers sich am Boden des Glases abscheidet, weil es sehr schwer löslich ist. Man bringt das Salz auf zwei Uhrgläsern zur weiteren Kristallisation und bewahrt es in dem Röhrchen 98 für spätere Versuche auf. Die Kristalle zeichnen sich durch besonders schönen Glanz aus.

Bleinitrat, $PbNO_3$, bildet schwerlösliche, farbig schimmernde Kristalle. **F**

20. Silbernitrat dürfen wir wegen des hohen Preises von Silber nur in kleiner Menge herstellen. Jetzt schon sei darauf aufmerksam gemacht, daß Silbernitrat an den Händen und auf der Wäsche fast unauslöschliche Flecke gibt, obwohl es, wie seine Lösung, harmlos klar aussieht. Also Vorsicht!

In das aus Versuch 2/11 noch Silber enthaltende Probierglas geben wir 1 cm hoch Salpetersäure, füllen mit Wasser bis auf 2 cm Höhe auf und geben dazu nacheinander je 1 cm lange Streifchen unseres Silberblechs, bis trotz Erwärmen kein braunes Gas mehr aufsteigt und gleichwohl noch ein Restchen Silber unangegriffen bleibt. Der Versuch muß wie alle Versuche, die das braune Stickstoffdioxyd ergeben, unterm offenen Fenster oder im Freien ausgeführt werden. Wegen der geringen Flüssigkeitsmenge soll, um ein Zerspringen des Glases zu verhüten, die Flamme nur aus einiger Entfernung gegen das Glas brennnen. Auf dem Uhrglas bringt man das Salz zur Kristallisation. Der Vorgang ist:

HNO_3	+	Ag	=	$AgNO_3$
Salpetersäure		Silber		Silbernitrat

Silbernitrat, $AgNO_3$, ist ein farbloses Salz, es bildet tafelige Kristalle. **G**

(21.) Schmilzt man die wenigen Kristalle des Silbernitrats in der Porzellanschale und gießt die Schmelze auf ein Glasplättchen, so ist die erstarrte Masse der sogenannte *Höllenstein*. Geschmolzenes Silbernitrat wird nämlich von Ärzten zum Ausätzen von eiternden Wunden verwendet und verursacht dabei einen brennenden Schmerz, der aber doch nicht so schlimm ist, wie man nach dem Namen des Höllensteins meinen könnte.

22. Wir brauchen später sehr oft Silbernitratlösung, daher lösen wir unseren Höllenstein oder auch schon vorher das kristallisierte Salz in einem halben Probierglas voll Wasser auf und verschließen es mit einem Korkstopfen. Am besten wählen wir das hierzu vorgesehene Glas 59.

Was bemerkt man, wenn man eine erbsengroße Stelle der inneren Handfläche mit einem Tropfen Silbernitratlösung betupft, nicht abwischt und am folgenden Tag wieder betrachtet? Der dunkle Fleck weicht erst nach etwa einer Woche, wenn die Oberhaut sich entsprechend abnützt. Der Fleck besteht nämlich aus metallischem Silber.

* Genauer $Cu(NO_3)_2$.

Silbernitrat färbt sich auf organischer Unterlage am Lichte schwarz. **H**

23. Wegen ihrer Unverwaschbarkeit benutzt man Silbernitratlösung als Wäschetinte zum Bezeichnen der Wäsche. Wir versuchen es zuerst auf einem weißen Lappen, den wir zuvor mit Sodawasser oder mit Seife gut gewaschen haben, um ihn zu entfetten. Mit einem Streichhölzchen schreiben wir die Anfangsbuchstaben unseres Namens auf den Stoff und lassen ihn bis zum folgenden Tag unbedeckt liegen. Die Schwärzung des Silbernitrats tritt nämlich besonders am Lichte ein, wenn die Lösung auf Gewebe aufgestrichen ist, deren Fasern pflanzlicher oder tierischer Herkunft sind.

24. Um unseren Silbervorrat zu schonen, können wir auch daran denken, das Silbernitrat unter Benützung eines kleinen Silbergegenstandes darzustellen. Wir übergießen einen wenig geschätzten, silbernen Gegenstand in der Porzellanschale mit Salpetersäure und erhitzen wie vorhin. Die jetzt beobachtete Färbung der Lösung war vorhin nicht eingetreten, dagegen erinnert sie uns stark an die Beobachtung im Versuch 18. Was ist daher über die Zusammensetzung des Stückes zu sagen? Das Silberblech unseres Kastens ist reines Silber. Münzen und silberne Schmucksachen müssen einen Kupferzusatz enthalten, weil sie sonst zu weich wären und sich zu rasch abnützen würden.

25. Eigentümlich verhält sich das Aluminium in kalter Salpetersäure. Dies fällt um so mehr auf, wenn man gleichzeitig je ein Stückchen Aluminium in Salzsäure und in Schwefelsäure gelegt hat.

26. Was geschieht, wenn man zu stärker verdünnter *Salz*säure, die 2 cm hoch ins Probierglas gegeben wird, noch 1 cm hoch unsere Silbernitratlösung hinzutröpft? Der neu gebildete, weiße Stoff ist dadurch entstanden, daß der Säurerest Cl an die Stelle des Salpetersäurerestes NO_3 getreten ist. Dabei gab es AgCl = Silberchlorid.

Silbernitrat	Ag	NO_3
Salzsäure	H	Cl
	HNO_3	AgCl
	Salpeter-säure	Silber-chlorid

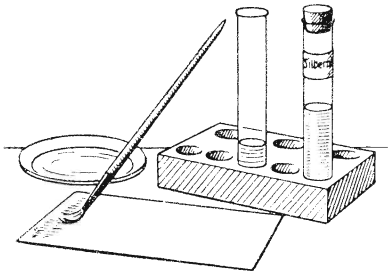
Nach einigem Stehen wird sich auf dem Boden des Glases ein Niederschlag bilden. Offenbar ist das Silberchlorid vollständig unlöslich. Daher läßt es sich durch Filtrieren von der Flüssigkeit trennen.

(27.) Der gleiche Vorgang tritt ein, wenn Silbernitratlösung in Kochsalzlösung geträufelt wird. Jetzt tritt der Säurerest Cl des Kochsalzes an die Stelle des Säurerestes NO_3 aus dem Silbernitrat und bildet AgCl = *Silberchlorid*. Es wird auch Chlorsilber genannt.

28. Den Filter mit dem Silberchlorid aus Versuch 26 falten wir auseinander und legen ihn vor das Fenster in das helle Sonnenlicht. Nach einiger Zeit wird das Chlorsilber dunkel. Wie sind die unteren Schichten des Chlorsilbers, wenn man die darüberliegenden wegschabt? Die Veränderung tritt nur an den Stellen ein, die vom Licht getroffen werden, Chlorsilber ist lichtempfindlich.

Silberchlorid, AgCl, ist weiß, unlöslich und färbt sich im Lichte violett. **J**

(29.) Das lichtempfindliche Chlorsilber findet Verwendung in der Photographie. Zur Herstellung einer Art photographischen Papieres bestreicht man mit einem Pinsel ein weißes Papierblatt zuerst mit Kochsalzlösung und läßt es trocknen. Nach gründlichem Auswaschen des Pinsels bestreicht man das getrocknete Papier nun mit einer Silbernitratlösung. Um den



Vorrat an Silbernitrat nicht zu verunreinigen, gieße man von dieser Lösung ein wenig auf ein Uhrglas. Im Innern und an der Oberfläche des Papieres bildet sich durch Vertauschung der Säurereste des Kochsalzes und des Silbernitrates Chlorsilber.

Kochsalz $Na\boxed{Cl + Ag}NO_3$ **Silbernitrat**

AgCl
Silberchlorid

Das Bestreichen soll bei gedämpftem Licht im Hintergrund des Zimmers erfolgen, und das Papier soll dann im Dunkeln, etwa in einer verschlossenen Schachtel trocknen.

(30.) Ein Stück des so hergestellten lichtempfindlichen Papiers lege man mit der bestrichenen Seite unter eine als Scherenschnitt hergestellte Papierschablone oder etwa unter das Lichtbild (Diapositiv) des Kosmos-Baukastens Optik und drücke es durch eine zweite darunter gelegte Glasplatte fest, indem man ein Gummiband um beide Platten schlingt. Je nach der Stärke des Lichtes nimmt man das Blatt nach 5—10 Minuten heraus und hat nun ein positives bzw. negatives Bild, das man zwischen den Blättern eines Buches lange aufbewahren kann.

(31.) Nicht alle Farben wirken gleich rasch auf Silberchlorid ein. Dies zeigt sich, wenn man das grüne und rote Farbglas des Kosmos-Baukastens Optik nebeneinander auf lichtempfindliches Papier legt, das man dem Licht aussetzt. Warum darf die Dunkelkammer des Photographen durch ein rotes Licht erleuchtet sein?

(32.) Für photographische Platten und Filme, ebenso für photographische Papiere verwendet man meist das noch viel stärker lichtempfindliche Silberbromid, AgBr. Bei diesem genügen geringste Lichteinwirkungen von Bruchteilen einer Sekunde, um eine chemische Veränderung hervorzurufen. Wir können Silberbromid herstellen, indem wir einige Kristalle des im Röhrchen 114 enthaltenen Salzes Kaliumbromid auflösen und Silbernitrat hinzutropfen lassen. Es bildet sich ein gelblich-weißer Niederschlag von Bromsilber.

$$KBr + AgNO_3 = AgBr + KNO_3$$

Dieses Salz verändert sich am Licht sehr bald.

8. Die Phosphorsäure

1. Die drei stärksten Säuren einschließlich ihrer Salze sind nun so weit bekannt, daß mit Verständnis damit gearbeitet werden kann. Sie mögen hier nochmals zusammengestellt sein:

Schwefelsäure, H_2SO_4; ihre Salze heißen *Sulfate* und enthalten den Säurerest SO_4,

Salzsäure, HCl; ihre Salze heißen *Chloride* und enthalten den Säurerest Cl,

Salpetersäure, HNO_3; ihre Salze heißen *Nitrate* und enthalten den Säurerest NO_3.

Die Schwefelsäure ist absichtlich als die stärkste vorangestellt worden, weil sie die anderen aus ihren Salzen verdrängt.

Salpetersäure müßte als die schwächere Säure bezeichnet werden, obschon sie ja sogar Silber, Blei und Kupfer zu Verbindungen zwingt. Sie läßt sich aber doch durch die anderen verdrängen.

Nun gibt es aber auch Säuren, die wieder um soviel schwächer sind, daß sie von allen vorstehend genannten Säuren aus den Salzen verdrängt werden. Zu diesen schwachen Säuren rechnen wir namentlich Phosphorsäure, Essigsäure, Kohlensäure, schweflige Säure, Zitronensäure, Salizylsäure, Kleesäure.

2. Die Phosphorsäure stellen wir ähnlich her wie die schweflige Säure. Das Röhrchen 105 enthält ein rotes Pulver, Phosphor. Phosphor ist ein Element, Zeichen P. Neben dem roten Phosphor gibt es noch eine weiße Form, der weiße Phosphor, der sehr giftig ist. Im Gegensatz dazu ist der rote Phosphor nicht giftig. Phosphor brennt leicht, namentlich der weiße Phosphor entzündet sich schon bei der geringsten Erwärmung. Er beginnt schon zu oxydieren, sobald er mit Luft in Berührung kommt. Im Dunkeln entsteht dabei ein schwaches Leuchten. Dies hat ihm den Namen gegeben. Phosphor heißt nach dem Griechischen „Lichtträger", phos = Licht, phora = das Tragen.

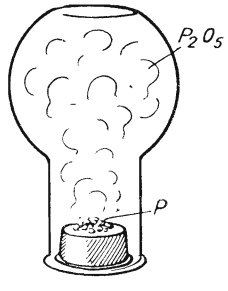
Phosphor, P, ist ein Element, gelb-weiß, sehr giftig und leuchtet im Dunkeln. Roter Phosphor leuchtet nicht und ist nicht giftig. **A**

Der rote Phosphor muß zum Entzünden stärker erwärmt werden. Wir halten ein korngroßes Häuflein Phosphor auf einem Blechdeckel oder einem Blechstreifen über die Spiritusflamme. Der Phosphor entzündet sich und brennt mit weißer Flamme unter Entwicklung eines weißen Nebels. Um den brennenden Phosphor zu löschen, tauchen wir den Blechstreifen in Wasser. Der Nebel ist das durch die Verbrennung entstandene Phosphoroxyd von der Formel P_2O_5. Es entspricht in seiner Entstehungsweise dem Schwefeldioxyd des Schwefels, ist aber kein Gas, sondern setzt sich mit der Zeit als weißes Pulver ab. Weil sich 5 Teile Sauerstoff mit dem Phosphor verbinden, heißt es auch Phosphor-Fünfoxyd oder Phosphorpentoxyd (vom griechischen pente = fünf).

$$P_2 + O_5 = P_2O_5$$

Phosphorpentoxyd, P_2O_5, ist weiß, feinpulvrig und nicht giftig. **B**

3. Wir wollen eine größere Menge Phosphorpentoxyd in der Kochflasche auffangen. Wir erwärmen nochmals eine ganz kleine Menge Phosphor auf dem Blechdeckel oder auf dem Hütchen der Spiritusflamme. Sobald der Phosphor brennt, stülpen wir die Kochflasche darüber. Sie füllt sich mit dem weißen Nebel des Phosphorpentoxyds. Wir heben die Flasche ab und schieben ein Uhrglas als Deckel auf die Öffnung.



4. In die Flasche mit dem Phosphorpentoxyd gießen wir $^1/_3$ cm hoch Wasser und schütteln. Der Nebel lichtet sich, Phosphorpentoxyd verbindet sich mit dem Wasser. Aus Schwefeldioxyd und Wasser hatten wir seinerzeit schweflige Säure erhalten. Wir lassen ein blaues Lackmuspapier in das Wasser unseres Versuches fallen, es färbt sich rot, die Flüssigkeit enthält Phosphorsäure. Ihre Entstehung erfolgt nach der Formel

$$H_2O + P_2O_5 = H_2P_2O_6 \quad \text{oder} \quad 2\,(HPO_3)$$

Es gibt verschiedene Phosphorsäuren. Die eigentliche Phosphorsäure hat die Formel H_3PO_4. Sie entsteht, wenn wir die oben erhaltene einfache Säure kochen.

5. Durch Verbindung von Metallen mit dem Rest PO_4 der Phosphorsäure entstehen Salze. Die Salze der Phosphorsäure heißen Phosphate. Im Röhrchen 107 ist das Salz Kalziumphosphat enthalten.

6. Zum Nachweis der Phosphorsäure in ihren Salzen dient uns das im Röhrchen 106 enthaltene Ammoniummolybdat. Man löse im Probierglas ein bohnengroßes Stück Ammoniummolybdat in 3 cm hoch Wasser. In ein zweites Probierglas bringen wir 3 cm hoch Salpetersäure und gießen die Molybdatlösung langsam in die Salpetersäure. Die Mischung wird mit der Aufschrift Phosphorsäurenachweis versehen und aufbewahrt.

Wir füllen die Rundung eines Probierglases mit einem Teil der selbstgemachten Phosphorsäure aus der Kochflasche und gießen 1 cm hoch Ammoniummolybdat-Salpetersäurelösung dazu. Wir erwärmen die Mischung. Bald tritt Gelbfärbung ein, es bildet sich ein gelber Niederschlag. Durch diese Gelbfärbung ist immer das Vorhandensein von Phosphorsäure nachgewiesen.

Phosphorsäure, H_3PO_4, ist eine schwache Säure, sie gibt mit Ammoniummolybdatlösung einen gelben Niederschlag. **C**

7. Wir versuchen ganz wenig von unserem Kalziumphosphat in 1 cm hoch Wasser aufzulösen, gießen dazu 1 cm hoch Ammoniummolybdat-Salpetersäurelösung und erwärmen. Gelbfärbung und ein gelber Niederschlag sind kennzeichnend für alle Phosphate.

8. Kalziumphosphat ist ein Hauptbestandteil der tierischen und menschlichen Knochen. Wenn wir einen Tierknochen drei Tage in Salzsäure legen, verdrängt die stärkere Salzsäure den Phosphorsäurerest und bildet mit dem Kalzium lösliches Kalziumchlorid.

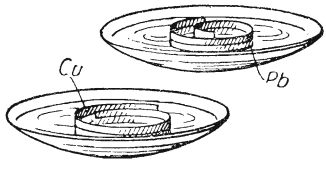
Wir gießen die Säure vom Knochen ab, geben davon in ein Probierglas und fügen 1 cm hoch Schwefelsäure hinzu. Sofort entsteht aus dem Kalzium ein weißer Niederschlag von Gips, den wir abfiltrieren. Mit 1 cm^3 der abfließenden Flüssigkeit machen wir die Probe mit Ammoniummolybdat-Salpetersäurelösung und beweisen damit das Vorhandensein von Phosphorsäure in den Knochen.

Der Knochen ist durch den Verlust des Kalziumphosphates weich und biegsam geworden. Er besteht jetzt nur noch aus Knorpel, der für spätere Versuche aufbewahrt werden soll.

9. Die Salze der schwachen Säuren

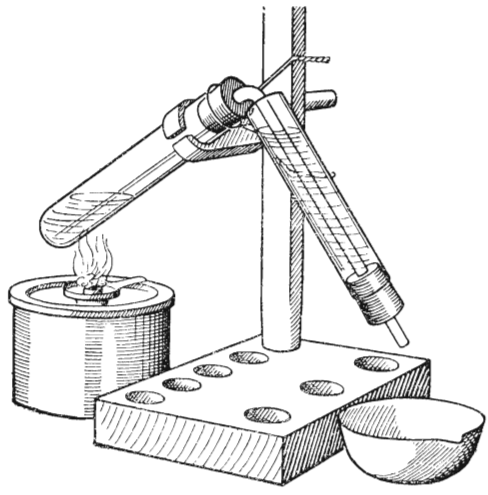
1. Von den schwachen Säuren ist die *Essigsäure*, besonders in konzentrierter Form, noch eine recht kräftige Säure. Verdünnt ist sie so harmlos, daß sie als Speiseessig genossen wird, der 6—8% Essigsäure enthält. Aber gleichwohl ist die Essigsäure auch in dieser Verdünnung noch imstande, auf Metalle einzuwirken.

Wir schneiden aus unserem Kupferblech einen schmalen Streifen und übergießen ihn im Uhrglas mit Essig, den wir uns aus der Küche besorgt haben. Wichtig ist, daß der Kupferstreifen nicht ganz vom Essig bedeckt wird, denn die Verbindung geht nur vor sich, wenn das Kupfer gleichzeitig mit Luft in Berührung ist. Nach einem Tag sehen wir wieder nach und schwenken die Flüssigkeit etwas um, damit das Kupfer wieder vom Essig benetzt ist. Die grüne Kruste ist sehr giftig, es ist der ungern gesehene *Grünspan*. Es ist leicht einzusehen, weshalb man saure Speisen nicht in Kupfergefäßen kochen oder gar längere Zeit stehen lassen darf. An so zubereiteten Speisen sind schon ganze Familien schwer erkrankt. Weil wir mit der Verbindung Kupferazetat (= Grünspan) später nichts anzufangen haben, ist sie sorgfältig zu beseitigen.



Kupferazetat ist eine Verbindung von Kupfer mit dem Essigsäurerest, es ist ein grünes giftiges Salz. **A**

2. Legen wir auf ein Uhrglas einige schmale Bleistreifen und übergießen sie mit Essig, daß sie nur teilweise bedeckt sind, lassen einen Tag stehen und schwenken wieder um, so erhalten wir nach mehreren Tagen deutliche Salzkrusten an den Bleistreifen. Es ist die Verbindung des Bleis mit dem Säurerest der Essigsäure, das *Bleiazetat*. Wir gießen etwas Wasser über die Krusten, bis sie sich auflösen. Die Lösung ist milchig trübe.



Bleiazetat ist ein weißes Salz, das sich im Wasser milchigweiß auflöst. **B**

(3.) Bleiazetat, in ganz reinem Wasser gelöst, ist uns später ein wichtiges Hilfsmittel. Wir gießen destilliertes Wasser auf das Bleiazetat und sammeln die Lösung in dem dafür vorgesehenen Glase 60. Das erforderliche destillierte Wasser erzeugen wir selbst, indem wir in Anordnung der Abbildung Wasser verdampfen und in einem zweiten Probierglas wieder durch Abkühlen zu Wasser verdichten.

4. Schwächer noch als die Essigsäure ist die *Kohlensäure*. Sie ist uns schon bekannt aus Versuch 4/25. Sie ensteht durch Vereinigung von Kohlendioxyd und Wasser:

$$\underset{\text{Wasser}}{H_2O} + \underset{\text{Kohlendioxyd}}{CO_2} = \underset{\text{Kohlensäure}}{H_2CO_3}$$

Ihre Salze heißen Karbonate. Ein solches Salz der Kohlensäure ist in jeder Küche vorhanden unter dem Namen *Soda*. Für die nächsten Versuche empfichlt es sich, aus dem Vorrat der Küche ein Probierglas mit Sodastückchen zu füllen, es zu beschriften und gut zu verkorken. So ist dann die Soda immer zur Hand.

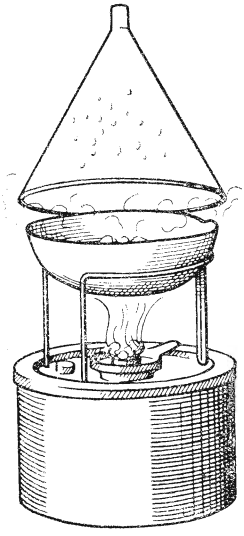
Schon die äußere Form kennzeichnet Soda als ein Salz. Als solches muß sie aus einem Metall und einem Säurerest bestehen. Die Färbung der Flamme soll die Kenntnis des Metalles vermitteln. Welches Metall ist in der Soda enthalten?

5. Auf ein in der Porzellanschale liegendes Stückchen Soda lasse man einige Tropfen Salzsäure fallen. Die Soda braust auf. Der entstehende Schaum wird durch ein Gas gebildet, das wohl aus der Soda stammt. Welches Gas mag das sein?

Um dies festzustellen, bringen wir ein Stückchen Soda in ein Probierglas und schütten Salzsäure dazu. An der Mündung versuchen wir das Gas anzuzünden. Ist es vielleicht Wasserstoff? Wenn dies nicht der Fall sein sollte, prüfen wir mit dem glimmenden Holzspan auf Sauerstoff. Es ist eher das Gegenteil eines Aufflammens zu beobachten. Ist das Gas etwa Stickstoff? Weil aber außer Stickstoff auch Kohlendioxyd die Eigenschaft hat, Flammen zu ersticken, muß mit Kalkwasser entschieden werden, welches der beiden zuletzt genannten Gase es ist. Wir setzen also nach erneuter Säurezugabe einen Stopfen mit gebogenem Ableitungsrohr auf das Probierglas und tauchen das Ableitungsrohr in Kalkwasser. Das Kalkwasser trübt sich, das Gas ist also Kohlendioxyd.

6. Mit der Feststellung, daß Kohlendioxyd aus der Soda entweicht, wissen wir, daß die Soda den Kohlensäurerest enthalten muß, daß sie also ein Karbonat ist. Die Flammenfärbung hat die Anwesenheit von Natrium ergeben.

Soda = Na_2CO_3 = *Natriumkarbonat, d. h. eine Verbindung des Metalles Natrium mit dem Rest der* **Kohlensäure**.

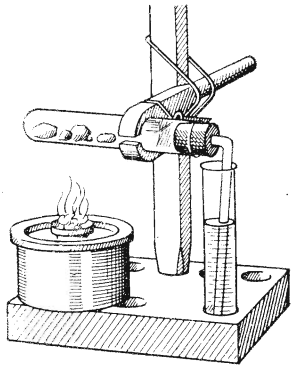


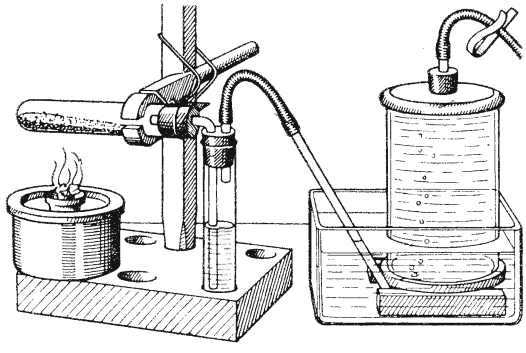
7. Wir erhitzen ein größeres Stück Soda in der Porzellanschale, und wenn Dämpfe aufsteigen, halten wir den kalten Trichter über die Schale. Er beschlägt sich mit Tropfen; aus der Soda entweicht Wasser und gleichzeitig zerfallen die schönen Kristalle zu einem unscheinbaren Pulver. Die Soda enthält Wasser, das zum Zusammenhalten der Kristalle nötig ist, sogenanntes Kristallwasser. Salze enthalten oft solches Kristallwasser.

8. Soda verliert das Kristallwasser auch beim Herumliegen an der Luft. Wie sieht ein Sodakristall aus, der einige Tage offen an der Luft gelegen hat? Was ist wervoller, ein Kilo Kristallsoda oder ein Kilo entwässerte, sogenannte kalzinierte Soda? Hierbei ist in Betracht zu ziehen, daß 62% des Gewichtes der Kristallsoda Wasser und nur 38% wirkliches Natriumkarbonat sind!

Soda, Na_2CO_3 ist Natriumkarbonat, sie bildet große Kristalle und verliert an der Luft Kristallwasser. **C**

(9.) In Versuch 4/17 hatten wir aus einem Stoff, der im übrigen ebenfalls das Metall Natrium enthielt, Kohlendioxyd ausgetrieben. Jenes Natron war vermutlich auch Natriumkarbonat. Wenn sich damals CO_2 durch Hitze austreiben ließ, wäre es vielleicht möglich, den CO_2-Rest der Soda auch wie damals durch Erhitzen auszutreiben. In einem waagrecht, eher noch mit der Mündung etwas nach abwärts im Ständer eingespannten Probierglas erhitzen wir einige Sodastückchen. Dabei ist das Ableitungsrohr in Kalkwasser geführt. Die vorgeschriebene Neigung ist wichtig, weil bei Nichtbeachtung das Glas sicher springt. Es entweicht gar kein Kohlendioxyd, dafür aber viel Wasser.





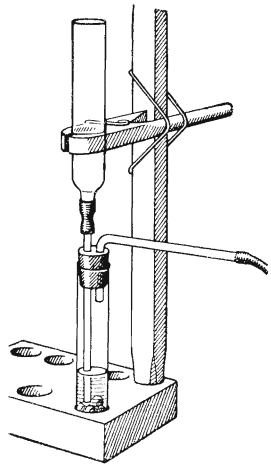
(10.) Da Soda beim Erhitzen kein Kohlendioxyd abgibt, obwohl es nachgewiesenermaßen darin vorhanden ist, scheint sie ihr CO_2 bedeutend stärker festzuhalten als das Natron in Versuch 4/17. Dieses Natron aus Glas 56 wollen wir nun doch noch etwas näher untersuchen. Wir erhitzen 3 g, das ist in unserem Probierglas knapp 1½ cm hoch. Das Ableitungsrohr leiten wir zur Bereitung von Kohlesäurewasser in das mit doppelt durchbohrtem Stopfen verschlossene, über die Hälfte mit Wasser gefüllte zweite Probierglas und von diesem unter das im Trog stehende Wassergefäß. Dieses ist beiderseits etwas unterlegt, damit die Mündung des Gasableitungsrohres untergeschoben werden kann. Die Anordnung ist nach der Abbildung leicht zu verstehen. Das Wassergefäß soll dann das entweichende Gas aufnehmen. Zuvor muß alle Luft daraus verdrängt werden, indem man es mit Wasser füllt. Am einfachsten erreicht man dies durch Saugen an dem Gummischlauch, der in das Bodenloch mit

Stopfen und kurzem Glasrohr eingesetzt ist. Nach dem Hinaufsaugen des Wassers klemmt man den Schlauch mit einer Wäscheklammer zu, und dann kann die Gasentwicklung beginnen.

Wenn nach längerem Erhitzen die Gasentwicklung immer spärlicher wird und schließlich ganz aufhört, hat das Natron sein verfügbares Kohlendioxyd abgegeben. Wenn wir nicht zuviel Natron genommen haben, wird alles Gas im Wassergefäß Platz gefunden haben. Wir bezeichnen den Stand des Wassers mit einem aufgeklebten Papierstreifen. Nach dem Herausnehmen des Gefäßes können wir durch Auffüllen mit Wasser die Menge des im Natron enthalten gewesenen Gases messen. Wieviel ccm Gas erhielt man aus 3 g Natron?

(11.) Wir haben uns überzeugt, daß man keine Spur von Kohlendioxyd mehr aus dem Natron heraustreiben konnte. Es enthält aber gleichwohl noch eine ganze Menge von diesem Gas, nur gibt es dieses nicht durch bloßes Erhitzen ab. Es verhält sich in dieser Beziehung wie Soda: mit stärkerer Säure kann man auch diesen Teil des Gases aus dem erhitzten Natron austreiben. Dazu soll die Anordnung der folgenden Abbildung dienen, die erlaubt, die Menge des noch verheimlichten Gases zu messen.

In das als Trichter dienende Meßrohr wird Salzsäure eingegossen, bis die Gasentwicklung beginnt, und beim Aufhören des Gasstromes wird immer wieder in kleinen Mengen nachgegossen. Schließlich wird die Menge des unten befindlichen Natrons kleiner, und mit dem letzten Natronrestchen erschöpft sich auch das Gas. Der Wasserstand wird am Wassergefäß wie vorhin mit einem Papierstreifen bezeichnet und die Gasmenge gemessen. Wieviel Gas enthielt das Natron noch?



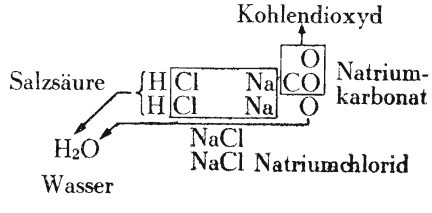
Das Wassergefäß mit dem Kohlendioxyd soll nach dem Entfernen des Zuleitungsrohres noch einige Zeit im Trog stehen bleiben, es gibt dann Anlaß zu einer hübschen Beobachtung über die Löslichkeit des Kohlendioxyds in Wasser.

Das Ergebnis des Versuchs ist dahin zu deuten, daß Natron zwei Teile Kohlendioxyd gebunden enthält. Der erste Teil läßt sich durch Hitze austreiben, und der zweite entspricht in der Art des Entweichens dem Gas der Soda. Weil es außer dem Kohlensäurerest noch einen weiteren Teil Kohlendioxyd besitzt, wird es als *doppeltkohlensaures Natron* bezeichnet oder als *Natriumbikarbonat*, vom lateinischen bis = zweimal, doppelt. Soda ist nur einfaches Natriumkarbonat.

„Natron" ist ein Natriumbikarbonat, $Na(HCO_3)_2$, es gibt mit Säuren und beim Erhitzen CO_2 ab. **D**

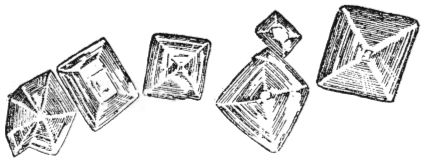
(12.) Das Wasser, das in dem senkrecht stehenden Probierglas des Versuches 10 von Kohlendioxyd durchströmt wurde und nach den Erfahrungen von Versuch 4/25 nun Kohlensäure enthält, untersuchen wir zuerst auf seinen sauren Geschmack und auf die Färbung von Lackmuspapier, dann gießen wir es noch frisch in die Kochflasche. Zuvor geben wir den halben Vorrat an Marmor aus dem Glas 61 in die Kochflasche. Marmor und Kohlensäurewasser bleiben darin beieinander bis zum Versuch 10/36. Es sei jetzt schon verraten, daß es dabei auch eine Art Bikarbonat geben soll.

13. Was wurde aus dem Metall Natrium, als wir im vorhergehenden Versuch 5 den Kohlensäurerest mit Salzsäure aus der Soda ausgetrieben hatten?



Die Salzsäure hat den schwachen Kohlensäurerest nur darum vertrieben, um sich selbst mit dem Natrium verbinden zu können zu einem andern Salz, zu NaCl = Natriumchlorid.

Dieses ist uns ja ein alter Bekannter unter den Salzen! Um das neue Salz darzustellen, fügen wir in der Porzellanschale so lange tropfenweise Salzsäure zu einer starken Sodalösung, bis ein weiterer Tropfen kein Schäumen mehr bewirkt. Dann ist soeben der letzte Rest Kohlensäure ausgetrieben. Nun folgt Eindampfen der Lösung und nachheriges Kristallisieren im Uhrglas. Welche Kristallform ist zu erwarten? Am folgenden Tag wollen wir sie dann ansehen.



Das ist nicht allzu schwer gewesen, aus Soda Kochsalz zu machen. In der Industrie geschieht nun aber gerade das Umgekehrte: man macht aus Kochsalz Soda. Das ältere Verfahren zur Erzeugung von Soda aus Kochsalz wurde von Leblanc im Jahre 1790 erfunden.

Große Mengen Soda werden in der Glas-, Seifen-, Papierherstellung und als Waschmittel verbraucht.

(14.) Sogar die schwache Essigsäure vermag den Kohlensäurerest der Soda auszutreiben und dann mit dem Natrium der Soda ein eigenes Salz = *Natriumazetat* zu bilden. Zur Herstellung dieses Salzes füllen wir die Porzellanschale zur Hälfte mit Essig und schütten dazu so lange unter Umrühren pulverisierte Soda, als noch ein Aufbrausen erfolgt. Ein Zuviel des Salzes ist ebenso zu vermeiden wie ein Zuwenig. Damit die Einwirkung auch vollständig verläuft, muß die Schale auf dem Drahtnetz erwärmt werden, wenigstens gegen den Schluß hin. Lackmuspapier soll weder gerötet noch blau gefärbt werden. Dann wird eingedampft und auf dem Uhrglas kristallisiert. Das entstandene Natriumazetat ist in dem Röhrchen 99 für spätere Versuche aufzubewahren.

(15.) Man prüfe den Geruch, der auftritt, wenn man einen Kristall des eben hergestellten Natriumazetats mit einigen Tropfen Schwefelsäure übergießt. Es riecht nach Essig, weil die stärkere Schwefelsäure nun wieder die Essigsäure aus dem Salz verdrängt. An dem nach Zusatz von Schwefelsäure auftretenden Essiggeruch erkennen wir immer ein Salz als Azetat. **E**

(16.) Eine andere schwache Säure ist die *Zitronensäure*. Sie ist in dem Saft der Zitronen enthalten.

Wir pressen den Saft einer Zitronenscheibe durch einen Leinenlappen in die Porzellanschale und prüfen mit Lackmus, das die Säure anzeigt.

(17.) Was beobachtet man, wenn man einige Körnchen Soda in die Lösung mit Zitronensäure bringt? Es entweicht Kohlendioxyd. Die stärkere Zitronensäure verdrängt die schwächere Kohlensäure aus ihrem Salz und bildet ein neues Salz, das *Natriumzitrat*.

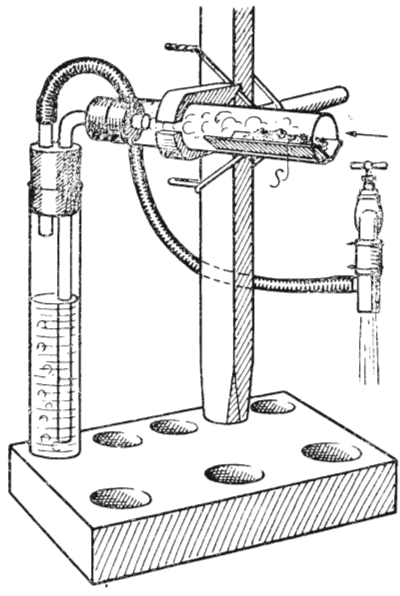
Wir geben so lange pulverisierte Soda dazu, bis kein Aufbrausen mehr erfolgt und das Lackmuspapier ebenfalls nicht mehr rot gefärbt wird.

(18.) Wir kochen Blätter von Sauerklee (oxalis) oder Sauerampfer oder ein Stückchen Rhabarberstengel mit Wasser und prüfen mit Lackmus. Die in der Lösung enthaltene Säure ist Kleesäure oder *Oxalsäure*. Wenn wir Sodalösung einfließen lassen, entweicht Kohlendioxyd, und es entsteht eine Verbindung von Natrium mit Kleesäure, oder *Natriumoxalat*.

(19). Im Probierglas 65 ist *Salizylsäure* enthalten. Diese Säure ist merkwürdigerweise ein fester, kristalliner Stoff.

Wir lösen etwas davon in wenig Wasser auf und prüfen mit Lackmus. Dieses färbt sich deutlich rot.

In einem andern Probierglas haben wir Sodalösung bereitet. Davon gießen wir so lange tropfenweise in die Salizylsäurelösung, als noch ein Aufbrausen erfolgt. Die Salizylsäure verdrängt auch hier den schwächeren Kohlensäurerest und bildet ein neues Salz, das *Natrium-*



salizylat, das durch Eindampfen und Kristallisieren auf dem Uhrglas gewonnen werden kann.

(20.) Zu den schwachen Säuren gehört die uns schon aus dem Versuch 4/33 bekannte *schweflige Säure*. Sie entsteht durch Verbindung von Schwefeldioxyd und Wasser.

$$H_2O + SO_2 = H_2SO_3$$

Um größere Mengen Schwefeldioxyd durch Wasser zu leiten, benützen wir die Anordnung der Abbildung. Wir befestigen das weite, beiderseits offene Glasrohr im Ständer und verbinden es mit dem Winkelrohr, das durch den doppelt durchbohrten Stopfen des Probierglases geführt ist. Der lange Schenkel des Winkelrohres taucht in das Wasser des Probierglases. Von dem rechten Glasrohr führt ein Schlauch zu der am Wasserhahn angeschlossenen Wasserstrahlpumpe. Aus eine durch Zusammenbiegen eines Kartonstreifens gebildete Rinne wird Schwefel geschüttet und die Rinne in die Öffnung des waagrechten Rohres eingeschoben. Wenn die Wasserstrahlpumpe arbeitet, saugt sie einen Luftstrom aus dem Rohr durch das Probierglas hindurch. Man kann den Schwefel an der Mündung anzünden. Das entstehende Schwefeldioxyd wird nach dem Probierglas hinübergezogen und verbindet sich mit dem Wasser, bis dieses gesättigt ist.

(21.) Wir lösen einen Kristall Kaliumpermanganat (Glas 54) in 4 cm hoch Wasser zu einer blaßroten Lösung und gießen 1 cm^3 unserer schwefligen Säure hinzu. Die rote Farbe verschwindet sofort, was zum Nachweis der schwefligen Säure dienen kann. Die entfärbte Säure wird nochmals verwendet im Abschnitt 37.

(22.) Wir gießen zu 3 cm hoch schwefliger Säure so lange Sodalösung als noch ein Aufbrausen erfolgt. Der stärkere Schwefligsäurerest SO_3 verdrängt den schwächeren Kohlensäurerest und verbindet sich mit dem Natrium zu einem neuen Stoff Na_2SO_3. Im Gegensatz zu dem uns schon bekannten Natriumsulfat Na_2SO_4 nennen wir dieses Salz Na_2SO_3, *Natriumsulfit*, das wir durch Abdampfen und Kristallisieren auf dem Uhrglas gewinnen.

(23.) Wir übergießen etwas von dem selbst hergestellten Natriumsulfit mit einigen Tropfen Schwefelsäure. An dem sofort auftretenden Geruch nach Schwefeldioxyd erkennt man immer die Sulfite.

(24.) Vom Schwefelpulver wissen wir, daß es in Wasser unlöslich ist. Wir bringen den Rest unserer schwefligen Säure in die Porzellanschale und bestäuben die Oberfläche mit ganz wenig Schwefel. Merkwürdigerweise verbindet sich der Schwefel mit der schwefligen Säure. Es entsteht eine Verbindung

$$Na_2SO_3 + S = Na_2S_2O_3, \text{ Natriumthiosulfat.}$$

Dieses ist auch ein Salz und zwar das beim Photographieren viel benutzte Fixiersalz.

(25.) Fixiersalz ist im Glas 67 enthalten, es bildet schöne Kristalle. Wenn man Salzsäure zu der klaren Fixiersalzlösung gibt, scheidet der Schwefel als gelbliche Trübung aus.

10. Der Kalk

Ein Stückchen Marmor aus dem Glas 61 prüfen wir auf seine Eigenschaften, auf Härte, Farbe, Glanz und Löslichkeit im Wasser.

1. Die glitzernde Oberfläche erinnert an Kristalle. Ist Marmor vielleicht ein Salz? Was geschieht beim Aufträufeln von Salzsäure? Nach früheren Versuchen bedeutet das Aufbrausen, daß ein Gas entweicht, und zwar dürfen wir vermuten, daß, wie bei dem entsprechenden Versuch mit Soda, das entweichende Gas Kohlendioxyd ist.

2. Wer über die Natur des Gases noch im Zweifel ist, mag es in Kalkwasser leiten, indem er ein Stück Marmor im Probierglas mit etwas Salzsäure übergießt, dann den Stopfen mit Winkelrohr aufsetzt und dieses in Kalkwasser tauchen läßt. Man könnte auch hier beobachten, daß selbst Essig imstande ist, das Gas CO_2 auszutreiben. Diese Art der Gasbildung kennzeichnet den Marmor als *Karbonat*.

3. Nachdem nun Marmor als Karbonat erkannt ist, soll mit einem neuerdings mit Säure betupften Stück durch Flammenfärbung das Metall bestimmt werden. Welches Metall ist durch die Flamme nachgewiesen?

Marmor ist demnach eine Verbindung des Metalles Kalzium mit dem Rest der Kohlensäure, also Kalziumkarbonat.

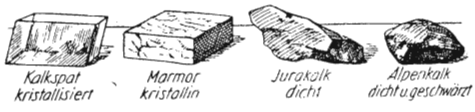
$$\text{Marmor} = CaCO_3.$$

Marmor ist also wirklich ein Salz, glücklicherweise ein unlösliches Salz, sonst würden Marmorstandbilder im Freien ein unrühmliches Ende finden.

4. Ein schwarzer Kieselstein von der Straße ist ebenso zu untersuchen. Vermutlich erweist er sich auch als Kalkstein, Kalziumkarbonat, nur ist er durch Verunreinigungen dunkel gefärbt.

5. Ein Stück Jurakalk, ebenso geprüft, ergibt gleiche chemische Zusammensetzung.

Kalziumkarbonat kommt vor als heller Jurakalk, dunkler Alpenkalk, reiner kristalliner Marmor, der aus winzigen, glitzernden Kriställchen zusammengesetzt ist, und in großen Kristallen als Kalkspat. Diese Kristalle haben durchweg verschobene Rechtecke als Flächen.

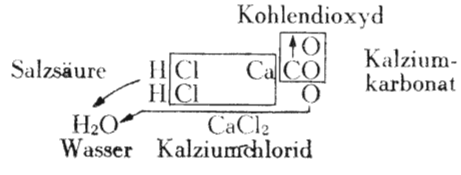


6. Man gieße etwas Salzsäure auch auf Kalkspatkristalle und mache eine Flammenfärbung. Kalkspat ist ebenfalls ein Kalziumkarbonat.

Kalkspat, Marmor, Kalkstein sind Kalziumkarbonat, $CaCO_3$, sie brausen mit Salzsäure auf und färben die Flamme rot. **A**

7. Durch Aufgießen eines Tropfens Salzsäure auf ein leeres Schneckenhaus stellen wir fest, daß dieses ebenfalls aus Kalk besteht.

8. Aus dem Kalziumkarbonat haben wir mit Salzsäure Kohlensäure ausgetrieben. Was entstand dann daraus?

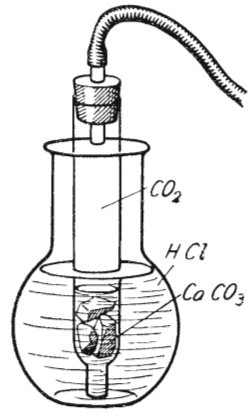


Der stärkere Salzsäurerest vertreibt den schwächeren Kohlensäurerest aus dem Kalziumkarbonat und verbindet sich mit dem Kalzium zu Kalziumchlorid. **B**

In dem Probierglas des Versuchs 2 ist das Salz, Kalziumchlorid, das wir abdampfen wollen, und zwar in der Porzellanschale bis zum völligen Trocknen: also nicht im Uhrglas verdampfen lassen! Es wird zu einer blasigen weißen Masse vertrocknen.

9. Was geschieht, wenn man Kalziumchlorid in einem Uhrglas mehrere Tage stehen läßt? Es zerfließt, zieht Wasser aus der Luft an. Diese Wassergier können wir benutzen, wenn wir in einem kleinen Raum die Luft völlig trocken bekommen wollen. Dann stellen wir nämlich eine Schale entwässertes Kalziumchlorid auf.

10. Aus Marmor können wir mit Salzsäure auf bequeme Weise einen ziemlich gleichmäßigen Strom von CO_2 erzeugen, indem wir das Meßrohr und die Kochflasche, wie früher bei Wasserstoff, als Gasentwickler zusammenstellen. In die Kochflasche kommt verdünnte Salzsäure und in das Meßrohr legen wir einige Stücke Marmor; oben wird das Gas abgeleitet. Später kann man aus der Lösung durch Eindampfen Kalziumchlorid gewinnen.



11. Wir leiten einen Strom von Kohlendioxydgas längere Zeit durch ein Probierglas, in das wir eine warme gesättigte Sodalösung gegossen haben. Das entstehende *Natriumbikarbonat* ist weniger löslich als das einfache Karbonat und fällt als Pulver aus. Es wird abfiltriert und auf dem Filter getrocknet. Es gleicht dem in Glas 56 und gibt nach völligem Trocknen beim Erhitzen CO_2 ab.

12. Im Versuch 10 hat die Salzsäure die Kohlensäure aus dem Marmor vertrieben, um nun selber ihren Säurerest mit dem Metall Ca zu verbinden. Es entstand Kalziumchlorid. Wenn im Meßrohr noch Marmor überschüssig vorhanden ist und trotz Erwärmen kein Gas mehr aufsteigt, dann enthält die Flüssigkeit keine Salzsäure mehr, sondern nur Kalziumchlorid $CaCl_2$. Siehe Versuch 8. Wir gießen sie vom Marmor ab in ein anderes Probierglas.

Das Kalziumchlorid ist dadurch entstanden, daß die stärkere Salzsäure den schwachen Kohlensäurerest vertrieben hat. Wie in der Fabel hat der Sperling die Fliege und der Sperber den Sperling verspeist, so könnte nun eine noch stärkere Säure, z. B. die Schwefelsäure, kommen und ihrerseits die Salzsäure wieder austreiben.

Man schütte zu Kalziumchloridlösung Schwefelsäure. Der weiße Niederschlag ist der erwartete neu gebildete Stoff, der dadurch entstanden ist, daß Schwefelsäure den Salzsäurerest verdrängt. Die Trübung und der Niederschlag bedeuten, daß der neue Stoff wenig löslich ist.

Schwefelsäure H_2SO_4 + $CaCl_2$ Kalziumchlorid

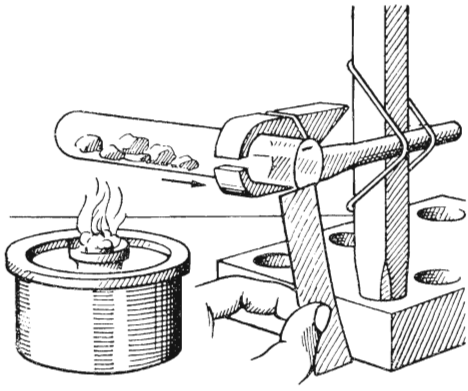
$CaSO_4$
Kalziumsulfat

Der neue Stoff *Kalziumsulfat* ist bekannt unter dem Namen *Gips*.

Der stärkere Schwefelsäurerest SO_4 vertreibt den schwächeren Salzsäurerest aus dem Kalziumchlorid und verbindet sich mit dem Kalzium zu Kalziumsulfat, $CaSO_4$. **C**

Gips, $CaSO_4$, ist weiß, pulverig, im Wasser schwer löslich. **D**

13. Wie alle unlöslichen Stoffe läßt sich dieser Gips durch Abfiltrieren von der Flüssigkeit trennen. Der Gips auf dem Filter wird mehrmals mit Wasser begossen, um anhaftende Säure abzuwaschen. Wenn blaues Lackmuspapier von dem Waschwasser nicht mehr gerötet wird, ist alle Säure entfernt. Der Filter mit dem Gips wird gut getrocknet. Gips bildet ein weißes schwerlösliches Pulver. Unter dem Mikroskop erweist sich das Pulver aus kleinen Kristallen bestehend.



14. Gips kommt als fester Stein vor, der im Glas 62 enthalten ist. Er gleicht dem Kalkstein. Wie könnte man ihn von Kalkstein unterscheiden? Da er kein Karbonat, sondern ein Sulfat darstellt, kann er mit Salzsäure nicht aufbrausen. Wir machen die Probe an einem kleinen Stück Gipsstein.

15. Etwa die Hälfte des Gipssteins aus dem Glas 62 wird in einem mit der Mündung leicht nach unten geneigten Probierglas erhitzt. Es entweicht sehr viel Wasser, und der Gipsstein zerfällt zu einem weißen Pulver. Durch sorgfältiges Erhitzen des mit der Mündung stets schräg abwärts gehaltenen Glases vertreibt man das Wasser vom Boden des Glases bis gegen die Mündung. Dann saugt man die an der Mündung hängenden Tropfen mit Filtrierpapier weg. Siehe die Abbildung. Jetzt kann das Gipspulver trocken auf ein Papierblatt ausgeschüttet werden. Es ist *gebrannter Gips.*

Das ausgetriebene Kristallwasser war das Bindemittel, das den Stein chemisch zusammenhielt. Vielleicht wird er nach Zugabe des zur Bindung nötigen Wassers wieder fest!

16. Wir geben zu der Hälfte des pulverigen gebrannten Gipses so viel Wasser, daß ein knetbarer Brei entsteht, und formen unter stetem Kneten eine kleine Kugel. Welche Veränderung geht mit der Kugel innerhalb weniger Minuten vor?

Gebrannter Gips erhärtet auf Zusatz von Wasser sehr rasch.

Gipsstein verliert beim Erhitzen sein Kristallwasser. Durch Aufnahme von Kristallwasser wird gebrannter Gips wieder hart. **E**

(17.) Zwischen die Windungen eines um den Finger zu wickelnden dünnen Stoffstreifens streichen wir den aus der zweiten Hälfte des Gipspulvers bereiteten Gipsbrei und erläutern so die Herstellung eines Gipsverbandes, der bald erhärtet und den Finger unbeweglich macht.

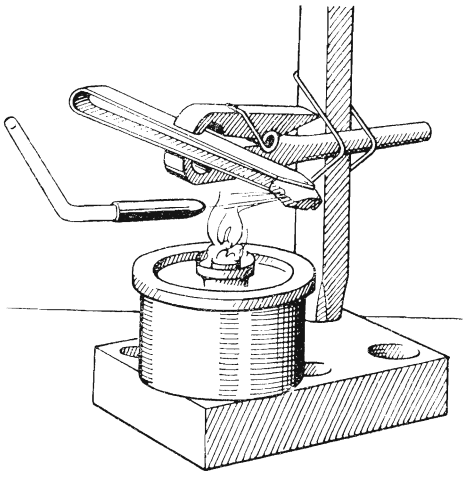
(18.) Gips ist nicht das einzige Salz, das beim Erhitzen das Kristallwasser abgibt. Das tun auch Sodakristalle, die, wie vorhin der Gips, im Probierglas erhitzt wurden. Solche Soda heißt *kalzinierte Soda* und ist um das Gewicht des ausgetriebenen Wassers leichter als *Kristallsoda.* Siehe Versuch 9/8.

(19.) Durch Wiederaufnahme des Wassers wird der Soda das Neukristallisieren ermöglicht. In ein Probierglas, das entwässertes Sodapulver, Versuch 9/7, enthält, geben wir tropfenweise Wasser und beobachten durch Befühlen die Wärmeänderungen am Probierglas. Das Auftreten von Wärme kennzeichnet die Wasserbindung als einen chemischen Vorgang, der im Gegensatz zum Auflösen eines wasserfreien Salzes steht, wie Salpeter oder Kochsalz, wobei eine Temperaturerniedrigung stattfand. Siehe Versuch 7/2.

(20.) Die Kristallform der Soda läßt sich beobachten, wenn man etwas Sodalösung auf dem Uhrglas verdunsten läßt.

(21.) Zu den Stoffen, die beim Erhitzen Kristallwasser abgeben, gehört neben Gips und Soda auch das Kupfersulfat, das beim Erhitzen in der Porzellanschale Kristallwasser abgibt und dabei nicht nur seine Form, sondern auch die Farbe verliert. Es wird grauweiß.

(22) Vielleicht läßt sich durch das Wiederhinzufügen von Wasser der frühere Zustand des Kupfersulfates herstellen. Welche Wirkung hat Aufträufeln von Wasser auf entwässertes Kupfersulfat?



(23.) Dies kann zum Nachweis von Wasser in nichtwässerigen Flüssigkeiten benutzt werden. Brennspiritus enthält neben 90% Alkohol noch 10% Wasser. Dieses Wasser genügt, um hinzugegebenem weißgebranntem Kupfervitriol die blaue Farbe wiederzugeben. In völlig wasserfreiem Spiritus müßte das Kupfersulfat weiß bleiben. Probe mit dem Brennspiritus der Lampe. Nach etwa 12 Sunden ist die blaue Farbe des Kupfersulfats zurückgekehrt: Spiritus enthält also noch etwas Wasser.

24. Marmor enthält kein Kristallwasser, er bleibt beim Erhitzen im Probierglas unverändert und hart. Wenn man ihn aber zum Glühen erhitzt, tritt eine Veränderung ein. Wir wollen einen kleinen Splitter Marmor an der Lötrohrflamme an den Kanten erhitzen, bis sie hell glühen.

Wie verändert sich der Marmor? Er ist brüchig, weißer, pulverig geworden. Die Veränderung rührt davon her, daß der Marmor in der Hitze sein Kohlendioxyd abgegeben hat und nun nur noch als Kalziumoxyd, CaO besteht. Man nennt das durch Erhitzen von Kalkstein entstandene CaO auch „gebrannter Kalk".

Kalziumoxyd $Ca\boxed{\begin{matrix}O\\CO\end{matrix}}$ $\uparrow CO_2$ = Kohlendioxyd

$\hookrightarrow O$ CaO = Gebrannter Kalk

Gebrannter Kalk, CaO, ist weiß und pulverig. **F**

25. Wir wollen die Eigenschaften des gebrannten Kalkes näher kennen lernen.

Gleichzeitig mit einem Stückchen ungebrannten, vorher abgewaschenen Marmors lege man auf feuchtes rotes Lackmuspapier ein wenig von dem vorhin gebrannten Marmor. Unter dem gebrannten Kalk färbt sich das Lackmuspapier blau. Stoffe, die Lackmuspapier blau färben, nennen wir eine Lauge.

Gebrannter Kalk gibt mit Wasser eine Lauge.

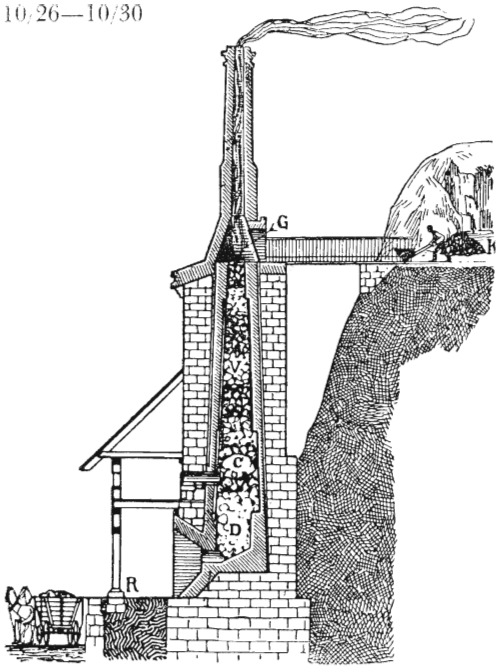
Gebrannter Kalk verbindet sich mit dem Wasser zu einem neuen Stoff:

$$CaO + H_2O = Ca\begin{matrix}OH\\OH\end{matrix} \text{ oder } Ca(OH)_2$$

Der neue Stoff ist eine Verbindung des Kalziums mit Wasserstoff und Sauerstoff, d. h. mit Hydrogenium und Oxygenium und heißt *Kalziumhydroxyd*. Wegen der Zugabe von Wasser wird er auch *gelöschter Kalk* genannt.

Kalziumhydroxyd, $Ca(OH)_2$ ist eine Lauge, es färbt daher roten Lackmus blau. **G**

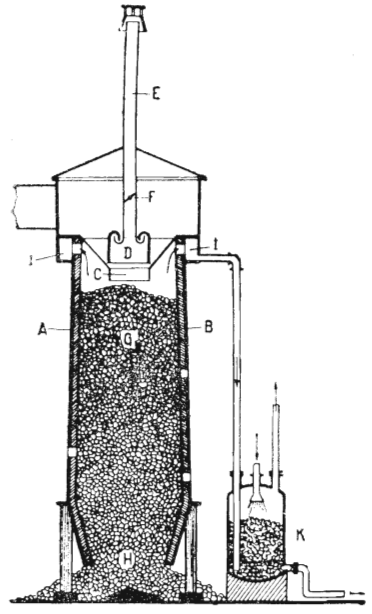
26. Als Ausgangsstoff für Kalklauge wird gebrannter Kalk in *Kalköfen* im Großen hergestellt. Von oben werden abwechselnd Schichten von Kohle und Kalkstein eingefüllt. Indem die Kohle verbrennt, wird der Kalkstein zu gebranntem Kalk.



Schematische Zeichnung eines einfachen Kalkofens
K = Kalksteinbruch, G = Gicht, V = Vorwärmeraum, C = Brennraum, D = Kühlschacht, R = Verladerampe

Was entweicht aus dem Schornstein des Kalkofens? Offenbar viel CO_2, einmal das aus dem Kalkstein ausgetriebene Gas, und außerdem entsteht nochmals CO_2 durch die Verbrennung der Kohle; das Abgas des Kalkofens enthält etwa 30% CO_2.

27. Kohlendioxydgas wird für viele Zwecke benötigt, beispielsweise zur Herstellung von Limonade. Auch in Zuckerfabriken und Sodafabriken brennt man Kalk und saugt das Kohlendioxyd aus dem Kalkofen ab. Es wird gewaschen und weiter gereinigt. Die Abbildung (S. 76) zeigt einen Kalkofen mit Absaugung des Kohlendioxyds. Indem man das CO_2 durch Karbonatlösung, ähnlich wie in Versuch 10, streichen läßt, bildet sich Bikarbonat, während Luft und andere Gase durch die Lösung unverändert hindurchgehen. Durch Erhitzen des Bikarbonats entweicht dann reines CO_2-Gas. Die Karbonatlösung wird immer wieder gebraucht.



Kalkofen für Kohlendioxyd
A = Mantel, B = Schamottesteine, C = Einfülltrichter, D = Verschlußglocke, E = Kamin, F = Verschlußklappe, G = Kalkstein und Koks, H = Gebrannter Kalk, I = Ringkanal für Kohlendioxyd, K = Wäscher für Kohlendioxyd

Das Kohlendioxyd wird bei 0° und 36 Atmosphären Druck zu einer Flüssigkeit verdichtet. Der Versand erfolgt in Stahlflaschen, es wird hauptsächlich zur Limonadenfabrikation, zum Bierausschank, zur Konservierung von Nahrungsmitteln und in der Zucker- und Sodafabrikation verwendet.

28. Unser Glas 58 enthält gebrannten Kalk. Wir geben etwa 1/3 davon in die Porzellanschale und fügen vorsichtig so viel Wasser hinzu, daß ein dicker Brei entsteht. *Kalkbrei.* Dieser entspricht dem gelöschten Kalk des Versuchs 25.

29. Wie verhält sich gelöschter Kalk auf rotem Lackmus? Er ist eine sehr starke Lauge, *Kalklauge.* Man muß daher mit gebranntem wie gelöschtem Kalk recht vorsichtig umgehen. Ein Tropfen ins Auge gespritzt, könnte Erblindung hervorrufen. Die Schale mit dem Kalkbrei wird mit dem Uhrglas bedeckt und für spätere Versuche beiseite gestellt.

30. Wir geben in ein Probierglas etwa 1 cm Kalkbrei, füllen Wasser dazu und schütteln. Nach dem Aussehen verdient die entstehende Flüssigkeit ihren Namen *Kalkmilch.* Sie findet Verwendung zum Weißen der Wände, und weil sie immer noch eine kräftige Lauge ist, eignet sie sich zum Zer-

stören von Krankheitserregern als Desinfektionsmittel. Was beobachtet man an einem Probierglas mit Kalkmilch, wenn man es 10 Minuten stehen läßt?

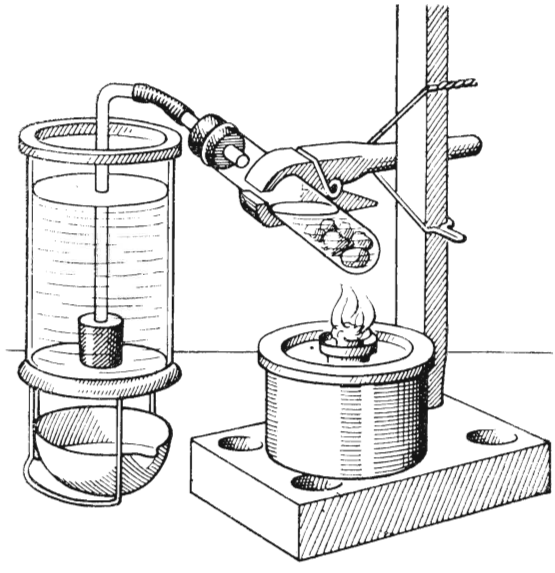
Das Kalziumhydroxyd ist nur zum kleinsten Teil löslich, der ungelöste Kalk vermag nur nach dem Aufrühren einige Zeit zu schweben, muß sich dann aber wieder zu Boden senken. Kalk ist im Wasser nur wenig löslich.

31. Durch längeres Stehenlassen oder durch Filtrieren trennt man das Ungelöste von der darüber stehenden klaren Lösung. Namentlich beim Filtrieren läuft die Kalkmilch vollständig klar hindurch und heißt dann *Kalkwasser*. Es ist kein gewöhnliches Wasser, wie schon eine Probe des Geschmackes zeigt. Es enthält Kalk gelöst. Wozu haben wir denn Kalkwasser schon gebraucht? Zum Nachweis des Kohlendioxyds in der Luft. Diesmal soll uns umgekehrt das Kohlendioxyd dartun, daß die Lösung wirklich das von früher her bekannte Kalkwasser ist. Was geschieht beim Hindurchblasen?

32. Um einen zweiten Nachweis des Kalkes zu haben, bereiten wir uns eine Lösung guter Seife in destilliertem Wasser. Es genügt ein Probierglas voll, das wir selbst destillieren wie in Versuch 9/2 beschrieben. Etwas vollkommener ist der auf vorliegender Seite abgebildete Destillationsapparat.

33. Von dieser klaren Seifenlösung gießen wir etwas in Kalkwasser. Sofort trübt es sich stark, weil Kalk mit Seife einen unlöslichen Stoff, sog. Kalkseife bildet, die wie alle unlöslichen Stoffe die Flüssigkeit trübt und dann mit der Zeit zu Boden sinkt. Die Trübung der Seifenlösung ist uns von nun an ein Erkennungsmittel für das Vorhandensein von gelöstem Kalk.

34. Was geschieht, wenn man Seifenlösung des vorhergehenden Versuchs in Brunnenwasser gießt? Eine deutliche Trübung beweist, daß in dem Trinkwasser Kalk enthalten ist, der aber nicht schädlich ist.



35. Derselbe Versuch mit Regenwasser und mit Wasser, das durch Schmelzen von Schnee gewonnen wurde, ergibt keinen Kalkgehalt, weil dieses Wasser noch nicht Gelegenheit hatte, im Boden Kalk aufzulösen.

Man stelle die drei Proben zum Vergleich nebeneinander auf.

(36.) In Versuch 9/12 hatte man stark kohlensäurehaltiges Wasser zu Kalk, d. h. zu Marmor gegeben. In diesem Falle verbindet sich die Kohlensäure noch weiterhin mit dem Kalziumkarbonat zu doppeltem Karbonat, also zu Kalziumbikarbonat. Seine Entstehung erfolgt nach der Formel:

$$\begin{array}{r} CaCO_3 \\ \underline{+\ H_2CO_3} \\ = CaH_2\overset{CO_3}{\underset{CO_3}{}} \end{array} \quad \text{oder} \quad Ca(HCO_3)_2 = \text{Kalziumbikarbonat}$$

Dieses ist im Wasser löslich. Im Wasser der Kochflasche des Versuchs 9/12 wird nach dem Abgießen von den Marmorstücken trotz völliger Klarheit mehr Kalk enthalten sein als in gewöhnlichem Quellwasser. Was ergibt die Prüfung mit einem Viertel der Seifenlösung des Versuchs 32, wenn man den Grad der Trübung mit dem des Versuchs 34 vergleicht?

(37.) Die dritte Portion des gekalkten Wassers aus Versuch 9/12 wird bis zum Kochen erwärmt. Es wird trübe. Durch Hitze zerfällt das Bikarbonat und wird zu einfachem Karbonat. Dieses ist unlöslich und scheidet sich aus. Nach einiger Zeit wird es sich am Boden des Probierglases niedersetzen. Gekochtes Wasser ist also frei von Kalziumbikarbonat.

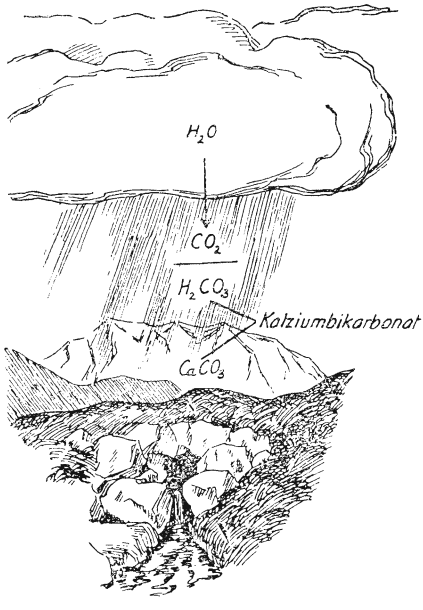
38. Wie in der Abbildung dargestellt ist, spielt sich die Bildung von Kalziumbikarbonat in der freien Natur im Großen ab, wenn es regnet. Dabei fällt das Wasser durch die kohlendioxydhaltige Luft und wird damit zu sehr dünner Kohlensäure. Auf dem Kalkfels bildet das kohlensäurehaltige Wasser Kalziumbikarbonat. Dieses ist löslich, während sonst die Felsen unauflöslich wären. Der Löslichkeit des Kalziumbikarbonats verdankt das abfließende Wasser seinen Kalkgehalt. Sie ist andererseits die Ursache, daß in Kalkgebirgen oft ganze Höhlen herausgelöst werden.

39. Wenn wir in der Porzellanschale Leitungswasser bis zum letzten Rest eindampfen, bleibt als Rückstand ein grauer Fleck von Kalkstein. Woraus besteht wohl die steinharte Kruste im Wasserschiff des Kochherdes, der sog. Kesselstein?

Wenn wir den Fleck in der Porzellanschale mit einem Tropfen Salzsäure befeuchten, braust er auf: damit ist er als $CaCO_3$ erkannt.

Kalkhaltiges Wasser bezeichnet man als *hartes Wasser.*

(40.) Ein Teil des im Wasser enthaltenen Kalkes kann in Form von Gips vorhanden sein, denn Gips ist nicht völlig unlöslich, 20 g Wasser vermögen immerhin 0,025 g Gips aufzulösen. Daher enthält das Wasser, das längere Zeit mit Gips in Berührung gewesen ist, doch merklich Gips aufgelöst. Wir schütteln das selbsthergestellte Gipspulver aus Versuch 19 in einem Probierglas mit Wasser und filtrieren. Im klaren Filtrat wird nun etwas Gips aufgelöst sein. Beim Verdunsten solchen Gipswassers bleibt daher auf dem Uhrglas eine Kruste von Gips zurück. Wenn zur Auflösung destilliertes Wasser benützt wurde, besteht der Niederschlag nur aus Gips.



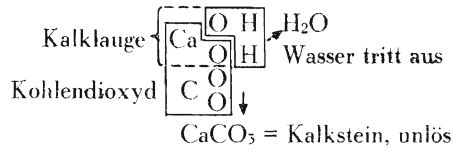
(41.) Dieser gelöste Gips fällt beim Kochen des Wassers nicht aus wie der Kalk, sondern erst beim völligen Verdampfen. Man nennt daher die durch Gips verursachte Härte die *dauernde Härte* des Wassers. Wenn z. B. in Dampfkesseln viel Gipswasser verdampft wird, verkrustet der Dampfkessel innen mit Gips, der daher aus dem Wasser entfernt werden muß, bevor der Dampfkessel gefüllt wird.

Was geschieht, wenn man zu Gipswasser etwas Sodalösung gibt und aufkocht? Wir beobachten einen Niederschlag. Es entsteht jetzt Natriumsulfat und Kalziumkarbonat, welch letzteres ausfällt.

Durch Beigabe von Soda zum Waschwasser und anschließendes Erwärmen fällt der Kalk aus. Wird dann erst Seife zugegeben, so kann keine Kalkseife mehr entstehen, die für den Waschvorgang verloren ist. Die Soda hilft Seife sparen.

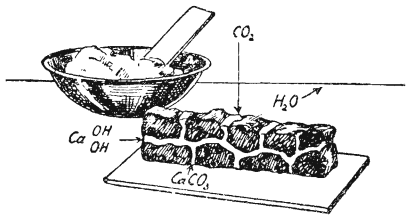
42. Schon lange wissen wir, daß Kalkwasser sich trübt, d. h. daß sich in ihm ein unlöslicher Körper bildet, wenn kohlendioxydhaltige Luft hindurchgeblasen wird.

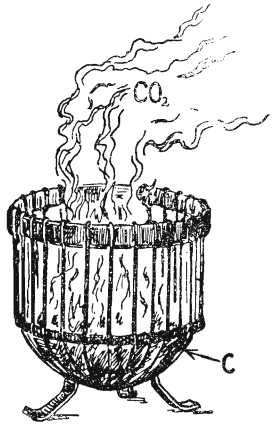
Kalkwasser ist nun nichts anderes als die sehr verdünnte Kalklauge oder $Ca(OH)_2$ und der Vorgang ist:



Der Vorgang ist also umgekehrt wie beim Kalkbrennen und Kalklöschen: dort wurde CO_2 ausgetrieben und Wasser zugesetzt, hier wird CO_2 hinzugebracht und Wasser geht aus der Verbindung fort. Dabei entsteht wieder der ursprüngliche Kalkstein.

43. Auf diesem Vorgang beruht die Verwendung des gelöschten Kalkes als Bindemittel für die Mauersteine. Man fügt zu dem in Versuch 28 erhaltenen gelöschten Kalk, der aber nicht tagelang an der Luft stehen durfte, gleich viel Sand. Das Gemenge heißt *Mörtel*. Der Wasserzusatz wird so bemessen, daß der Mörtelbrei dickflüssig bleibt. Dann streicht man ihn zwischen die Steine, die man nach Art einer Mauer aufeinander geschichtet hat. Die Mauer wird am besten auf einem Brettchen zusammengebaut, damit sie nachher an einen ruhigen Ort gebracht werden kann. Nach etwa zwei Tagen erhärtet der Mörtel zu Kalkstein, indem er Kohlendioxyd aus der Luft aufnimmt und gleichzeitig Wasser ausscheidet, ein Vorgang, der genau dem im vorhergehenden Versuch erläuterten entspricht. Eine Mauer wird also nicht eigentlich durch Trocknen, d. h. Wasserabgabe, fest, sondern durch Kohlendioxydaufnahme. Damit Mauern schneller erhärten, stellt man in Neubauten oft Eisenkörbe mit brennender Kokskohle auf, um damit eine kohlendioxydreiche Luft zu schaffen.





Das Festwerden von Gips kommt im Gegensatz zu dem Vorgang beim Kalk durch Aufnahme von Kristallwasser zustande.

An Stelle von gebranntem Kalk wird heute meist Zement verwendet, der durch Brennen einer Mischung aus drei Teilen Kalk und einem Teil Ton entsteht. Versuche über Zement enthält Abschnitt 32.

11. Chemie der Erde

Eine ganze Anzahl chemischer Stoffe, die wir bisher untersucht haben, findet sich zum Teil in großen Mengen in der Erde vor, z. B. Kalk, Gips, Kochsalz, Salpetersalz. Sie verdanken ihre Entstehung mannigfachen chemischen Vorgängen in der freien Natur.

(1.) Wir wiederholen den schon oft gemachten Versuch, daß wir Kohlendioxyd durch Kalkwasser blasen. Das Kalkwasser trübt sich durch Bildung von unlöslichem Kalziumkarbonat. Wenn wir nun längere Zeit mit dem Durchblasen von kohlendioxydhaltiger Atemluft fortfahren, so hellt sich die Lösung wieder auf, weil aus dem unlöslichen Kalk der leichter lösliche doppeltkohlensaure Kalk oder Kalziumbikarbonat geworden ist.

Der Versuch wird deutlicher, wenn man das Kalkwasser vorher mit gleich viel Wasser verdünnt.

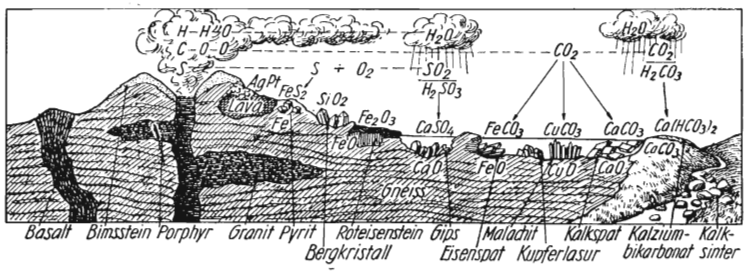
(2.) Man sollte nicht glauben, daß der scheinbar unbedeutende Vorgang des Versuchs 1, also die Umwandlung von unlöslichem, einfachem Kalk in lösliches Bikarbonat, eine besondere Bedeutung haben könnte, und doch ist er so wichtig, daß man ruhig sagen kann, ohne ihn müßte die Erde heute einen ganz anderen Anblick bieten. Wo heute stolze Berge sich ins Blaue des Himmels erheben und in tiefen Schluchten Wildbäche brausen, wäre vielleicht eine unendlich scheinende Ebene, wenn nicht das Wasser die Möglichkeit gehabt hätte, den Kalkstein der Berge in Form des löslichen Bikarbonates davonzutragen und so die tiefen Taleinschnitte zu bilden.

Unsere alte Erde hat überhaupt schon so viele Veränderungen durchgemacht, daß es sich lohnt, einmal etwas bei der Erdgeschichte zu verweilen. Bildet diese doch sonst ein eigentliches Fach im Unterricht, die Geologie.

Die Geologen sagen uns, daß die Erde einst eine glühende flüssige Kugel gewesen sein müsse, die sich immer mehr abkühlte, wobei ihre Oberfläche zu einer festen Kruste erstarrte, während das Innere bis auf den heutigen Tag glühend blieb. Zeugen dieser Glut des Erdinnern sind ja die Vulkane und die mancherorts zutage tretenden heißen Quellen. Zu einer Zeit, da die Erdkruste noch weniger dick sein mochte, drangen noch viel häufiger als jetzt die glühenden Massen durch die Risse der Erdrinde nach außen; die ältesten Zeiten der Erde waren jedenfalls sehr vulkanreich. Schon damals entstanden durch die Tätigkeit der Vulkane mancherlei Gesteine.

Wir erkennen in der Abbildung einen tätigen und einen erloschenen Vulkan. Wenn die flüssige Masse in einer Spalte emporstieg und darin rasch erstarrte, entstand der schwarze und harte *Basalt*. Wurden durch den Druck langsam höher steigender Glutmassen an bestimmten Stellen die Schichten der schon bestehenden Kruste aus *Gneis* emporgehoben, und drangen Teile der Glutmassen zwischen diese Schichten hinein, dann erfolgte die Abkühlung langsamer, und es vermochten sich vereinzelte Kristalle zu bilden. Nahe der Erdoberfläche entstand so der *Porphyr*, der in einer dichten, braunroten Grundmasse große Einzelkristalle von Feldspat enthält. Ausgedehntere Glutmassen, die in tiefer gelegenen Lagern noch viel langsamer erstarrten, fanden Zeit, alle Bestandteile in ungefähr gleichgroßen Kristallen auszuscheiden. So entstanden riesige Massen von *Granit*. Im Granit erkennt man blaßrote oder weißrote Kristalle von Feldspat neben speckig glänzendem Quarz und dunkel oder silbern glänzenden Glimmerblättchen. Wir merken uns die Zusammensetzung des Granits durch den Merkspruch:

Granit besteht immer aus Feldspat, Quarz und Glimmer.



Wenn der Druck genügend groß geworden ist, erfolgt durch die Krateröffnung ein Vulkanausbruch. Dabei entweichen zuerst Gase und Dämpfe, namentlich von stechend riechendem Schwefeldioxyd, große Massen von Kohlendioxyd und mächtige Wolken von Wasserdampf. Schließlich fließen glühende Massen vom Kraterrand den Berg hinab und erstarren zu schlackenartigen schwarzen *Lavabrocken*. In der Lava können alle Stoffe vermengt sein, die in der Erde vorhanden sind, z. B. auch Silber, Gold, Eisen, Kupfer und Kalk. Diese Bestandteile können aus der vulkanischen Masse auskristallisieren, aber nur die Edelmetalle Gold und Silber können unverändert gefunden werden, während die übrigen Metalle bei der herrschenden Gluthitze sofort durch den Sauerstoff der Luft oxydieren, z. B. zu Eisenoxyd, Kalziumoxyd und Kupferoxyd. Eisen könnte sich auch mit dem in der Luft reichlich vorhandenen Schwefeldampf verbinden zu Eisenschwefel. Dieser bildet als *Pyrit*

messingglänzende, würfelförmige Kristalle, die in der Lava reichlich enthalten sind. Quarz kristallisiert als *Bergkristall* in Form von sechsseitigen Säulen mit aufgesetzter Pyramide. Sich ausscheidendes, rotbraunes, schweres Eisenoxyd ist als *Roteisenstein* eines der wichtigsten Eisenerze.

Wenn das durch Verbrennen der Schwefeldämpfe entstandene Schwefeldioxyd von dem aus den Wolken herabstürzenden Wasser aufgelöst wird, entsteht schweflige Säure, die sich am Boden mit den dort liegenden Metalloxyden verbinden kann. So können sich aus Kupferoxyd in kleinen Wassertümpeln Kupfervitriolkristalle entwickeln, oder es entsteht aus Kalziumoxyd schwefelsaurer Kalk, d. h. *Gips*. Dieser bildet hellfarbige Massen oder schwalbenschwanzförmig aussehende, aneinandergesetzte Doppelkristalle.

Das Kohlendioxydgas gibt mit dem Regenwasser Kohlensäure, die das Eisenoxyd in kohlensaures Eisen verwandelt, das hellbraune, schiefwinklige Kristalle bildet, an denen man Stücke abspalten kann. Daher der Name *Eisenspat*. Die Kohlensäure gibt mit dem Kupferoxyd zusammen entweder blaugrüne, fächerförmig angeordnete Kristalle von *Malachit* oder tiefblaue Kristalle von *Kupferlasur*, die zwischen andere Gesteine eingestreut sind. Auf ähnliche Weise entstehen farblose Kristalle von kohlensaurem Kalk, die von schiefwinkligen Vierecken begrenzt sind und wegen ihrer Spaltbarkeit *Kalkspat* heißen.

Alle löslichen Kristalle sind vom Regenwasser aufgelöst und ins Meer geführt worden. Darum findet man an der Erdoberfläche nirgends mehr Kupfervitriol oder Kochsalzkristalle. Dafür enthält das Meerwasser jetzt etwa 3% Salz. Geblieben sind z. B. Bergkristall und Kalkspat, weil beide vom Wasser nicht gelöst werden. Wenn aber mit dem Regenwasser weiter Kohlensäure auf den Kalkspat fällt, so bildet sich eine dünne Schicht doppeltkohlensaurer Kalk, der löslich ist und vom Wasser mitgeführt wird. Alles Quellwasser und Flußwasser enthält darum Kalk.

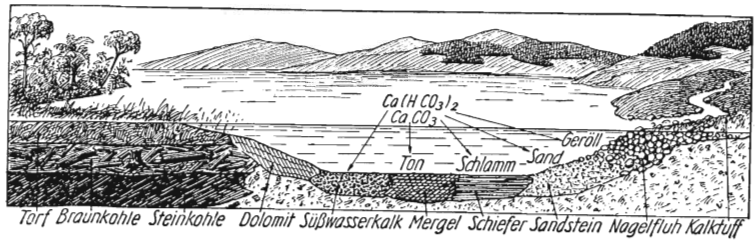
Wenn durch die Auffaltung Kalkstein in größere Tiefen gelangte, vermochte er durch den Einfluß der Hitze kleine Kristalle zu bilden, er verwandelte sich damit in *Marmor*.

Rieselt kalkhaltiges Wasser über Steine, so scheidet es den Kalk aus und überzieht die Steine mit einer glatten Kruste von *Kalksinter*. In gleicher Weise verkrustet es Moos und Holzstücke zu oft sonderbar geformtem *Kalktuff*.

Wir sehen in der nächsten Abbildung, wie das immer noch kalkhaltige Wasser sich in einen See ergießt. Bei großem Gefälle rollt der Bergbach hineingefallene Steine talwärts und rundet sie dabei ab zu Geröll. Dieses bleibt dann nahe am Einfluß in den See liegen.

Wenn Granit unter Einfluß von Wasser und Hitze verwittert, so zerfallen Feldspat und Glimmer zu *Tonschlamm* und die übrig bleibenden widerstandsfähigen Quarzkörner werden als *Quarzsand* mitgeführt. Der leichtere Sand kommt im See erst außerhalb des Gerölls zur Ruhe, und noch weiter draußen setzt sich der Tonschlamm nieder.

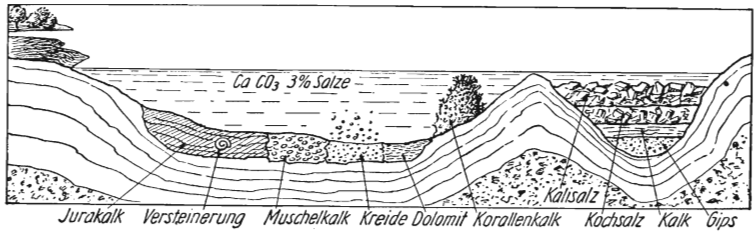
Ein Teil des im Wasser aufgelöst enthaltenen Kalkes scheidet sich allmählich aus dem Wasser des Sees aus, er sinkt in feinen Flocken zwischen die Geröllteile und Sandkörner, ebenso auf die Tonschlammschichten und verkittet diese langsam zu *Konglomerat*



(Nagelfluh), *Sandstein* und *Tonschiefer*. Von steilen Berghängen unmittelbar in den See abrutschende, kantige Gesteinstrümmer werden in gleicher Weise zu *Brekzien* verkittet. Wenn Wüstensand später von kalkhaltigem Wasser überflutet wurde, entstand der *Buntsandstein*.

Weit draußen im See, wo kein Sand und Schlamm mehr hinkommt, lagert sich der Kalk allein ab und bildet flache Schichten von *Süßwasserkalk*. Kalk mit etwas Ton vermischt heißt *Mergel*. Gehäuse von Schnecken und anderen Süßwassertieren in Kalk eingeschlossen beweisen, daß dieser wirklich in einem süßwasserhaltigen Binnensee entstanden ist. Konglomerate, Brekzien, Sandsteine und Schiefer können nämlich auch längs der Meeresküste entstehen, wenn Bergbäche sich unmittelbar ins Meer ergießen.

Die am andern Ende des Sees dargestellte Sumpflandschaft soll veranschaulichen, wie durch Vermoderung der dort wachsenden Pflanzen *Torf* entsteht, der durch Jahrtausende lange Lagerung zu *Braunkohle* und schließlich zu *Steinkohle* wird.



Das Wasser ist nach langsamem Lauf ins Meer geflossen und führt kein Geröll, keinen Sand und keinen Ton mehr mit, enthält aber noch aufgelösten doppeltkohlensauren Kalk, der sich in feinen Flocken niederschlägt. Im Laufe der Jahrtausende entsteht aus diesen Niederschlägen ein gelblicher Stein, Meereskalk, den wir als *Jurakalk* kennen. Meereskalk schließt oft Kalkgehäuse ausgestorbener Meerestiere ein, und an diesen Versteinerungen kann man ihn von einem Süßwassergestein unterscheiden. An manchen Stellen sind eingebettete Muschelschalen so zahlreich, daß sie die Hauptmasse des Gesteins ausmachen, das dann *Muschelkalk* genannt wird.

Im Meerwasser schweben mancherorts zahllose, mikroskopisch kleine, einzellige Tierchen, die aus dem im Wasser enthaltenen Kalk winzige Kalkschalen bauen. Aus Anhäufungen solcher Gehäuse bildet sich ein rein weißes, beim Streichen abfärbendes Gestein, die *Kreide*, die heute lange Felsenküsten bildet.

Andere, ebenfalls sehr kleine Wassertierchen, die mit Stielen auf dem Untergrund sitzenden Korallen, hinterlassen ihre Kalkröhren und bilden so im Laufe der Zeit hohe *Korallenriffe* bis dicht unter den Meeresspiegel.

Alle Ablagerungen können später ans Tageslicht kommen, wenn der Meeresgrund sich hebt oder in Falten emporwellt.

In einem durch Bodenerhebung vom übrigen Meer abgetrennten Meeresteil kann das Wasser verdunsten, so daß die darin aufgelösten Salze auskristallisieren müssen. Dann fallen die schwerlöslichen Salze *Gips* und *Kalk* zuerst aus, es folgt *Kochsalz*, und zuletzt die am leichtesten löslichen *Kalisalze*. Wenn der abgetrennte Meeresteil etwa bei Sturmfluten immer wieder neue Wasserzufuhr erhielt, konnten meterhohe Salzlager entstehen, die heute unser Speisesalz liefern.

So liegen in der Erdrinde über einem Urgestein eine bunte Folge von vulkanischen Gesteinsbildungen, Süßwasser- und Meeresablagerungen, die durch die Erdschrumpfung gefaltet hoch emporgehoben und zum Teil durch die Arbeit des Wassers wieder abgetragen sind.

12. Laugen

1. In 4/34 und 35 haben wir Stoffe kennen gelernt, die rotes Lackmuspapier blau färben und sich somit entgegengesetzt verhalten wie die Säuren. Solche Stoffe nennen wir *Laugen*.

Wir bereiten aus gebranntem Kalk und wenig Wasser nochmals etwas Kalkbrei und legen einen Streifen Lackmuspapier hinein. Kalkbrei ist eine starke Lauge, denn er färbt Lackmuspapier blau. Laugen sind auch gefährliche Stoffe, wie zu sehen ist,

wenn man einen schmalen Streifen Wollstoff oder ein Büschelchen Haare in einer aus 1 ccm Kalkbrei mit wenig Wasser zubereiteten Lauge liegen läßt.

2. Kalklauge würde man auch erhalten durch Einstreuen von einem erbsengroßen Häuflein Kalziummetall aus dem Röhrchen 92 in warmes Wasser. Was ist das aufsteigende Gas?

Wir sammeln das Gas, indem wir mit dem Daumen die Öffnung des Probierglases einige Zeit zuhalten. Wir versuchen das Gas anzuzünden. Wenn es brennt, ist es Wasserstoff.

$$\text{Wasser } \overset{H\uparrow}{\boxed{HO + Ca}} = CaOH^{\times} = \text{Kalklauge}$$

Ob die entstandene Flüssigkeit wirklich eine Lauge ist, mag rotes Lackmuspapier entscheiden.

3. Würde man in gleicher Weise das Metall Natrium in Wasser werfen, so würde es sich auch mit dem Wasser verbinden zu Natronlauge.

$$\overset{H}{HO} + Na = NaOH + H\uparrow$$

Ebenso ergäbe sich aus dem Metall Kalium mit Wasser Kalilauge.

$$\overset{H}{HO} + K = KOH + H\uparrow$$

Weil das Arbeiten mit den Metallen Kalium und Natrium zu gefährlich ist, sind sie unserem Kasten nicht beigegeben, doch wollen wir etwas Natronlauge herstellen, indem wir die in der Flasche 48 enthaltenen Plätzchen NaOH durch Auffüllen der Flasche mit Wasser auflösen. Wir prüfen mit Lackmuspapier, und nachher zerreiben wir einen Tropfen Natronlauge zwischen den Fingern. Die Finger fühlen sich schlüpfrig an, weil die Lauge tierische Stoffe, also Haut und Haare, auflöst. Es empfiehlt sich darum, die Finger gleich zu waschen.

Laugen sind Stoffe, die Lackmus blau färben und sich seifig anfühlen. Sie enthalten immer die Hydroxydgruppe OH. **A**

Wir nennen daher als Laugen:

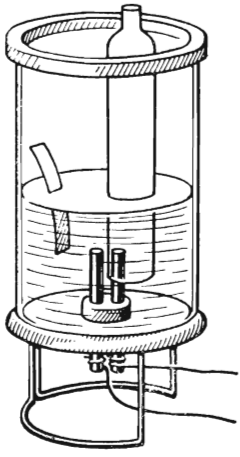
NaOH	Natronlauge
KOH	Kalilauge
$Ca(OH)_2$	Kalklauge
	Salmiakgeist

So wie man Verbindungen mit Sauerstoff als Oxyde bezeichnet, nennen wir Verbindungen mit der Hydroxydgruppe OH Hydroxyde, und unsere Laugen wären somit Natriumhydroxyd, Kaliumhydroxyd, Kalziumhydroxyd.

(4.) Natronlauge übt auf Wollfäden, Federn und Haare die gleichen Wirkungen aus wie Kalklauge, wenn man kleine Proben damit kocht. Wie verhalten sich aber Baumwollfäden, ein Stückchen Schnur beim Kochen? Die tierischen Stoffe werden aufgelöst, nicht aber die aus Pflanzen stammenden Leinen-, Hanf- und Baumwollfasern. Das kann ein Mittel geben, Wolle und echte Seide von Baumwolle zu unterscheiden.

(5.) Wir wollen noch ein Verfahren angeben, wie Natronlauge hergestellt werden kann, ohne Natriummetall zu besitzen. Das Metall Natrium ist ja im Kochsalz enthalten, allerdings gebunden an den Säurerest Cl. Durch den elektrischen Strom haben wir Kochsalz

× genauer $Ca(HO)_2$.



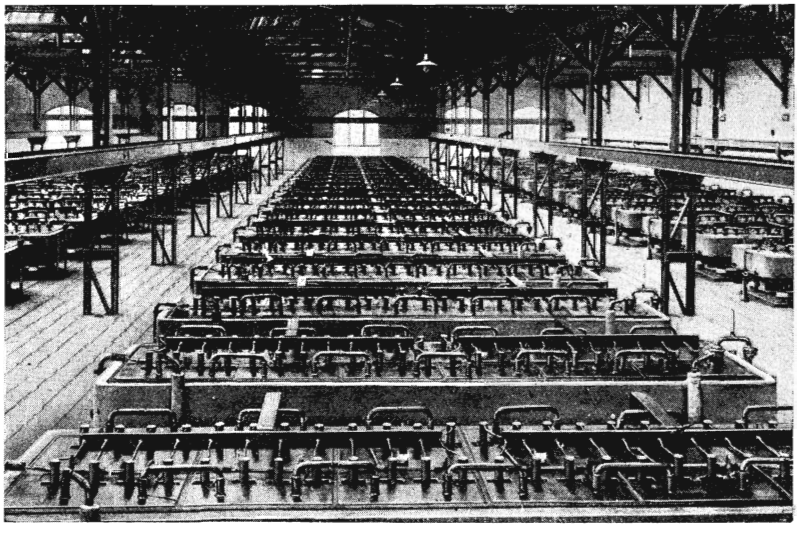
zerlegt und dabei einerseits Chlor erhalten. Am anderen Stab sollte sich eigentlich Natrium abscheiden, aber dieses verbindet sich sofort mit dem Wasser zu NaOH, Natronlauge, während der vom Wasser noch übrige zweite Teil Wasserstoff aufsteigen mußte. So ist erklärt, wie damals, als wir Kochsalz zerlegten, Wasserstoff aufsteigen konnte. Nun würde sich aber das am ersten Stift aufsteigende Chlor mit der Natronlauge verbinden. Nur wenn ihm der Zutritt zum anderen Stab verwehrt ist, entsteht reine Natronlauge. Wir halten daher über den positiven Stift das Meßrohr und legen in die Nähe des freien Stiftes rotes Lackmuspapier. Bald färbt es sich blau.

6. Bei der praktischen Herstellung von Natronlauge verwendet man Zersetzungszellen, in denen die Kohlenelektrode für das Chlor von der Elektrode für Wasserstoff und NaOH durch eine poröse Scheidewand getrennt ist. Die Natronlauge wird unten abgelassen und die als Nebenerzeugnisse anfallenden Gase Wasserstoff und Chlor für anderweitige chemische Verwendung in Stahlflaschen gepreßt.

Die Zersetzungszellen sind noch weiter verbessert worden. Die folgende Abbildung zeigt einen Saal mit solchen Zersetzungszellen zur Gewinnung von Natronlauge und Chlor. Auf diese Weise werden jährlich etwa 50 000 Tonnen festes Natriumhydroxyd oder, wie man es nennt, Ätznatron erzeugt. Es wird durch Eindampfen der Natronlauge gewonnen.

Ätznatron ist, wie Soda, einer der wichtigsten Grundstoffe der chemischen Industrie: es wird hauptsächlich gebraucht zur Aufschließung des Holzes bei der Herstellung von Natronzellstoff, in der Teerfarbenindustrie, Seifenfabrikation und zur Mercerisation von Baumwolle.

Natronlauge wird erzeugt durch Elektrolyse von Kochsalz unter Abtrennung des entstehenden Chlors. **B**



7. Wenn wir die Elektrolyse des Kochsalzes ohne das als Trennwand für das Chlor dienende Glasrohr ausführen, so erhalten wir eine Flüssigkeit, die rotes Lack-

muspapier nicht blau färbt, sondern bleicht. Versuch! Das Chlor hat sich mit der Natronlauge verbunden.

$$Cl_2 + NaOH = NaCl + HClO.$$

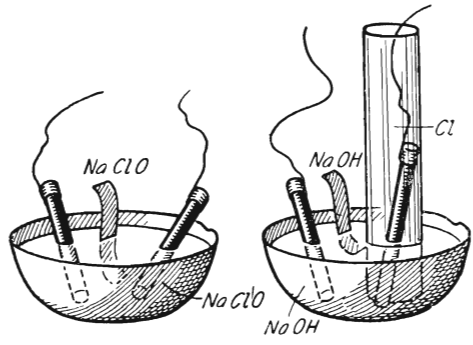
Dieses gibt mit weiterer Natronlauge

$$HClO + NaOH = NaClO + H_2O.$$

Die Bleichflüssigkeit NaClO wird in großen Mengen gebraucht zur Bleichung von Geweben und Papiermasse in den Papierfabriken.

Bleichlauge, NaClO, entsteht bei Elektrolyse von Kochsalzlösung als Verbindung der Zerlegungsprodukte Natronlauge und Chlor. **C**

8. Zur Gegenüberstellung der beiden elektrischen Darstellungsweisen von NaOH und NaClO kann auch eine vereinfachte Elektrolyse in der Porzellanschale genügen, selbstverständlich mit Benutzung von Kohlestiften für die Stromzuführung. Wenn in der einen Schale das Chlor getrennt abgeleitet wird, erkennt man den Unterschied im Erzeugnis durch Eintauchen blauen Lackmuspapiers.



9. Die Seifensieder stellten früher die Natronlauge aus Soda her, indem sie in eine Sodalösung gebrannten Kalk brachten.

Wir mischen zu einem halben Probierglas starker Sodalösung etwa 1 cm hoch gebrannten Kalk. Die entstehende Kalkmilch wirkt auf die Soda.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 = 2NaOH + CaCO_3.$$

Das unlösliche Kalziumkarbonat setzt sich nach einiger Zeit ab und die darüber stehende Lösung ist Natronlauge, die noch eingedampft werden kann. Vorsicht, daß keine Lauge ins Auge kommt!

10. Die Herstellung einer Lauge aus Soda zeigt, daß unter Umständen der Säurerest eines Salzes durch die Hydroxydgruppe, also gewissermaßen durch den Rest einer Lauge ersetzt werden kann. Wir untersuchen daher was geschieht, wenn man Natronlauge zu verschiedenen Salzlösungen gießt.

Man fügt einer blaßblauen Lösung von Kupfersulfat (Röhrchen 93), 5 cm hoch in einem Probierglas, tropfenweise Natronlauge hinzu; dann bilden sich schwer lösliche dunkelblaue Flocken: *Kupferhydroxyd.*

$$\begin{array}{l} Cu\boxed{SO_4} \\ \boxed{Na}\boxed{OH} \\ \boxed{Na}\boxed{OH} \\ \hline \end{array}$$

Na_2SO_4	$Cu(OH)_2$
Natrium-sulfat	Kupfer-hydroxyd

Wir fügen noch weiter Natronlauge zu und schütteln um; das flockige Kupferhydroxyd scheint sich im Überschuß der Lauge zu lösen.

Kupferhydroxyd, $Cu(OH)_2$, bildet dunkelblaue Flocken, es löst sich in überschüssiger Lauge, beim Erhitzen zerfällt es zu braunem Kupferoxyd. **D**

(11.) In gleicher Weise geben wir zu einer Lösung von Magnesiumsulfat, die nach Anweisung von Versuch 5/27 hergestellt oder die dem Röhrchen 94 entnommen wird, tropfenweise Natronlauge. Der unlösliche Stoff ist *Magnesiumhydroxyd.*

Magnesiumhydroxyd, $Mg(OH)_2$, ist weiß und unlöslich. **E**

12. Falls das Zinksulfat aus Versuch 5/22 noch vorhanden ist (Röhrchen 95), bereite man eine schwache Lösung aus etwa einem erbsengroßen Häufchen dieses Salzes und 2 cm hoch Wasser im Probierglas. Dann füge man 5 Tropfen Natronlauge hinzu. Der weiße Niederschlag ist Zinkhydroxyd. Wie verhält sich dieser, wenn noch weitere zehn Tropfen Lauge hinzugefügt werden? Manche Hydroxyde lösen sich in überschüssiger Lauge.

Zinkhydroxyd, $Zn(OH)_2$, ist weiß, in überschüssiger Lauge löslich. **F**

13. Silbernitratlösung, etwa 10 Tropfen der in Versuch 7/20 bereiteten, mäßig verdünnten Lösung (Glas 59), gibt mit Natronlauge ebenfalls eine Fällung, die schließlich schwarz wird. Es hat sich zuerst Silberhydroxyd gebildet, das aber sofort zerfällt in Silberoxyd und Wasser. Aufbewahren in Röhrchen 91! Durch Erhitzen könnte man aus diesem noch den Sauerstoff austreiben, wie es in Versuch 2/11 geschah. Dann erhielte man Silber.

Silberhydroxyd, AgOH, ist weiß, wird sofort schwarz durch Übergang in Silberoxyd AgO. **G**

14. Beim Erhitzen der Kupferhydroxyd enthaltenden Flüssigkeit aus Versuch 10 zerfällt diese in CuO und Wasser. Auf diese Weise können wir jederzeit wieder Kupferoxyd für den Versuch 5/33 selbst herstellen. Die Lösung läßt man stehen und gießt, nachdem sich das Kupferoxyd gesetzt hat, vorsichtig ab.

15. In aufgelöstes Eisenvitriol (Röhrchen 96, Versuch 5/29) schütten wir tropfenweise Natronlauge. Es entsteht sofort ein anfangs grüner, nachher rotbrauner Niederschlag. Das Natrium der Lauge hat sich mit dem Schwefelsäurerest verbunden, das Eisen mit der OH-Gruppe. Der unlösliche Niederschlag ist Eisenhydroxyd. Seine Farbe ist bekannt, es ist der so ungern gesehene Rost.

$$\begin{array}{l} \boxed{Na}\boxed{OH} \\ \boxed{Na}\boxed{OH} \\ Fe\boxed{SO_4} \\ \hline Fe(OH)_2 \quad Na_2SO_4 \\ \text{Rost} \quad \text{Natriumsulfat} \end{array}$$

Eisenhydroxyd, $Fe(OH)_2$, entsteht mit Lauge als ein zuerst weißgrüner, dann rotbrauner Niederschlag. **H**

16. Wir lassen den künstlichen Rost nach dem Abfiltrieren trocknen und füllen damit die Rundung eines Probierglases. Wenn wir den Rost erhitzen, beschlägt sich das Glas mit Wasser, und es bleibt Eisenoxyd übrig.

$$\begin{array}{l} Fe\boxed{OH} \\ FeO\boxed{H} \end{array} - H_2O = FeO$$

Da Rost eine Verbindung von Eisen, Sauerstoff und Wasserstoff ist, kann das Rosten nur eintreten, wenn Wasser zugegen ist. Nur feuchtes Eisenpulver rostet, wie der Versuch 3/33 gezeigt hat.

17. Wir können statt Natronlauge auch Kalklauge oder Salmiakgeist verwenden und erhalten ebenfalls Hydroxyde.

Kalkmilch gibt mit Kupfersulfat eine Aufschwemmung von Kupferhydroxyd, die als Bordeauxbrühe zum Spritzen der Reben dient, weil sie schädliche Pilze tötet.

18. Dieselben Versuche können auch mit Salmiakgeist vorgenommen werden. Die Lösung, die man aus Kupfersulfat mit Salmiakgeist erhält, wird uns später gute Dienste leisten. Sie ist bekannt als Kupferoxydammoniaklösung.

Ammoniak

19. Die chemische Zusammensetzung des Salmiakgeistes ist uns vorläufig noch nicht bekannt. Wir wissen nur, daß er eine Lauge ist und darum die Hydroxydgruppe OH enthalten wird. Die folgenden Versuche wollen näher damit bekannt machen.

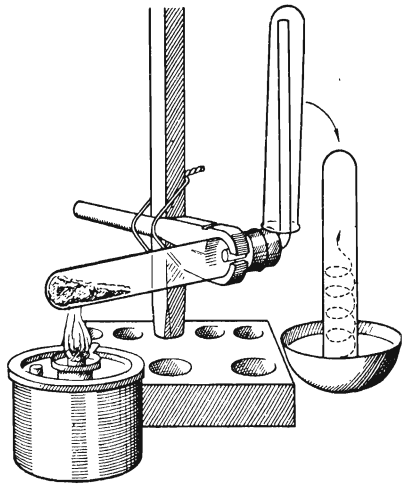
In ein Probierglas bringen wir 1 cm hoch Salmiaksalz aus Glas 63, dazu ebenso hoch gepulverten gebrannten Kalk aus Glas 58 und schütteln gut durch. Vorsicht, daß nichts ins Auge kommt! Wir riechen recht vorsichtig daran. Der stechende Geruch ist der von Salmiakgeist. Er wird verursacht durch ein neues Gas, *Ammoniakgas*. Dieses ist ein zusammengesetztes Gas ähnlich den Gasen Schwefeldioxyd und Stickstoffdioxyd.

20. Um das farblose Gas zu erkennen, genügt es, über das Probierglas, aus dem es aufsteigt, einen erwärmten und mit Salzsäure befeuchteten Glasstab zu halten. Die Bildung dichter Nebel ist kennzeichnend. Wir haben diese Nebel bisher beobachtet, wenn wir Salmiakgeist über Salzsäure hielten. Sie dienten uns zum Nachweis vorhandener Salzsäure, und jetzt dient uns Salzsäure zum Erkennen des Salmiakgeistes.

Die meisten Nachweisreaktionen wirken gegenseitig zum Nachweis eines jeden der beteiligten Stoffe. So bewies man mit Kalkwasser das Vorhandensein von Kohlendioxyd und kann nun umgekehrt durch Einleitung von Kohlendioxyd eine klare Flüssigkeit als Kalkwasser erkennen.

21. Wie verändert sich rotes Lackmuspapier, das über die Mündung des Probierglases gehalten wird? Die Färbung steht im Gegensatz zu der, die in Versuch 6/4 mit Salzsäuregas beobachtet wurde. Diesmal liegt ein Gas vor, das laugenartige Wirkungen ausübt. Die blaue Färbung verschwindet nach einigen Stunden wieder, die von anderen Laugen verursachte tut dies nicht.

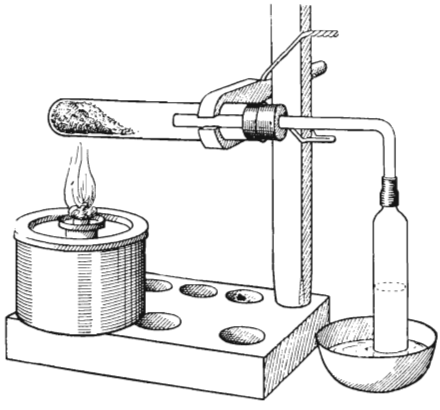
22. Durch Erwärmung der Kalk-Salmiakmischung läßt sich ein mit der Mündung nach unten gehaltenes, völlig trockenes Probierglas mit dem Gas füllen. Es ist nämlich etwa halb so schwer wie Luft und steigt darum in die Höhe. Rotes Lackmuspapier, das in die Mündung des Probierglases geklemmt ist, zeigt durch Blaufärbung an, daß das Probierglas mit dem Gas gefüllt ist. Man wird, um sicher alle Luft zu verdrängen, noch etwa dreimal so lange Gas durchströmen lassen.



23. Was beobachtet man, wenn das gasgefüllte Probierglas mit dem Daumen verschlossen, sofort mit der Mündung ins Wasser des Troges getaucht und dann die Mündung freigegeben wird? Das Wasser steigt im Probierglas bis fast zur Rundung hinauf. Dieses Gas ist in Wasser offenbar sehr löslich. Ein Liter Wasser von 15° löst nicht weniger als 730 Li-

ter Ammoniakgas auf, oder wir müßten etwa ¾ Liter Ammoniakgas in einen einzelnen cm^3 Wasser hineinleiten, bis dieser gesättigt wäre und nichts mehr davon auflöste.

24. Um Ammoniakgas längere Zeit durch Wasser zu leiten, benutzen wir die Anordnung dieser Abbildung. Die Kalk-Salmiakmischung wird frisch bereitet, 3 cm hoch Kalk und ebenso hoch Salmiaksalz. In der Porzellanschale sind 2 cm^3 Wasser. Das dazwischengeschaltete Meßrohr soll verhindern, daß das dem Ammoniak gierig entgegeneilende Wasser bis in das Entwicklungsgefäß aufsteigt.

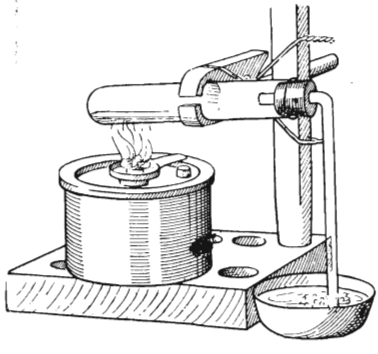


Wieso erkennt man schon aus dem Verhalten der ins Wasser austretenden Blasen, daß das Gas in Wasser sehr löslich ist? Wenn zur Bereitung des Gases die angegebenen Mengen benutzt wurden, sollte es gelingen, die geringe Wassermenge mit Gas zu sättigen, was sich darin äußert, daß die Blasen durch das Wasser ins Freie dringen. Die gesättigte Lösung ist nichts anderes als unser Salmiakgeist, so genannt, weil er das Gas, den „Geist", aus dem Salmiaksalz enthält. Man rieche an der Flüssigkeit in der Porzellanschale.

25. Die chemische Zusammensetzung des Ammoniakgases erfahren wir durch elektrische Zerlegung des Salmiakgeistes, wobei nämlich nicht das Wasser, sondern nur das im Wasser aufgelöste Ammoniakgas in seine beiden Gase zerlegt wird. Man erhält einerseits einen Raumteil und andererseits drei Teile Gas. Nach Feststellung der Mengenverhältnisse soll die Zersetzung so lange fortgesetzt werden, bis beide Probiergläser voll sind. Dies kann einen Tag dauern. Das am negativen Pol aufgestiegene Gas soll zuerst auf Brennbarkeit untersucht werden. Welches Gas ist damit nachgewiesen? Das andere Gas ist ebenso auf Brennbarkeit und durch den glimmenden Holzspan auf Sauerstoff zu prüfen. Falls der Span, statt aufzuflammen, geradezu erlischt, ist die Anwesenheit eines der beiden die Flamme löschenden Gase Stickstoff oder Kohlendioxyd wahrscheinlich. Letzteres könnte durch Schütteln mit Kalkwasser erkannt werden. Wenn keine Trübung eintritt, wird es Stickstoff sein. Welches Gas ist darin? Das Ergebnis der Zerlegung ergibt für *Ammoniak* die Formel NH_3.

Ammoniak, NH_3, ist ein farbloses, leichtes, stechend riechendes Gas, das Lackmus vorübergehend blau färbt und mit Salzsäure weiße Nebel bildet. **J**

Salmiakgeist ist die gesättigte Lösung von Ammoniakgas in Wasser und entspricht einer schwachen Lauge von der Zusammensetzung NH_4OH. **K**



(26). Das Ammoniakgas ist mit dem Wasser nur sehr lose verbunden. Es läßt sich durch Erwärmen leicht aus der Lösung austreiben. Wir erwärmen ein mit selbstgefertigtem Salmiakgeist gefülltes und mit Ableitungsrohr versehenes Probierglas und weisen mit Salzsäurestab und Lackmus nach, daß wirklich Ammoniak entweicht. Wenn alles Gas entwichen ist, wenn also an dem ins Wasser der Porzellanschale getauchten Ableitungsrohr keinerlei Blasen mehr aufsteigen, ist

aus dem Salmiakgeist wieder gewöhnliches Wasser geworden. Prüfung mit Lackmuspapier soll also keine Laugenwirkung mehr ergeben.

(27.) Eine Eigentümlichkeit des Salmiaksalzes ist, beim Erhitzen zu verdampfen und sich weiter oben im kälteren Teil des Glases wieder als fester Stoff niederzuschlagen. Es sublimiert wie der Schwefel.

(28.) Bei diesem Anlaß läßt sich zeigen, daß ein Salz sich eigentlich zusammensetzt aus einer Säure und einer Lauge. Man spannt das Probierglas waagrecht am Ständer ein und erhitzt am Grunde etwas Salmiaksalz, während in die Öffnung ein rotes und ein blaues Lackmuspapier gesteckt wird. Zuerst entweicht Ammoniak, kenntlich an der Blaufärbung des Lackmus, gegen das Ende des Sublimierens entweicht noch etwas Salzsäure, die das Lackmuspapier wieder rot färbt. Demnach ergibt sich als Zusammensetzung für Salmiaksalz:

$$\underset{\text{Ammmoniak}}{NH_3} + \underset{\text{Salzsäure}}{HCl} = \underset{\text{Salmiaksalz}}{NH_4Cl}$$

29. Salmiaksalz ist der wirksame Bestandteil für die Stromerzeugung in den *Trockenbatterien*, und auf dem Umstand, daß Salmiaksalz sich beim Erhitzen unter Entweichen von Ammoniak und Salzsäure zersetzt, beruht seine Verwendung zum *Löten*. Man lege ein Stückchen Lötzinn zwischen zwei Kupferstücke von der Größe einer Münze und presse sie mit der Metallzange zusammen. Diese wird wegen der starken Erwärmung wiederum mit dem hölzernen Probierglashalter gefaßt, siehe Abbildung bei 10/24. Die Kupferstücke werden in der Spiritusflamme erhitzt, bis das dazwischen liegende Zinn schmilzt. Durch Eintauchen in Wasser kühlt man ab und prüft, ob die Stücke aneinander haften. Dies wird kaum der Fall sein. Beim Erhitzen überzieht sich nämlich das Kupfer mit einer Oxydschicht, die das Haften des Zinnes verhindert.

30. Nun wird der Versuch mit der Abänderung wiederholt, daß man etwas feines Salmiaksalz zwischen die Kupferstücke und das Zinn streut und dann erhitzt. Jetzt werden die Stücke haften. Die beim Erhitzen des Salmiaksalzes sich bildende Salzsäure hat die Oxydschicht aufgelöst.

31. Auch Zinkchloridlösung, wie sie in dem Versuch 6/29 erhalten wurde, wirkt in gleicher Weise als Lötmittel. Um nochmals solches Lötwasser herzustellen, löst man Zinkschnitzel in verdünnter Salzsäure auf, wobei aus bekannten Gründen noch etwas Metall übrig bleiben soll.

13. Neutralisation

1. Salmiakgeist färbt als Lauge das Lackmuspapier blau. Salzsäure färbt als Säure das Lackmuspapier rot. Es müßte interessant sein zu sehen, wie sich das Lackmuspapier verhält, wenn man es in eine Schale mit Wasser legt und zuerst etwas Lauge, am besten Salmiakgeist, und dann wieder etwas Salzsäure zugießt. Das Zugießen soll immer nur in ganz kleinen Mengen erfolgen, und gleichzeitig ist mit dem Glasstab gut umzurühren. Das Lackmuspapier wird bald blau, bald rot, je nachdem die Lauge oder die Säure gerade die Übermacht hat. Schließlich wird eine Mischung gefunden werden, in der Lackmuspapier weder rot noch blau, sondern violett ist. Dann ist die Lösung weder eine Säure noch eine Lauge, sie ist *neutral*.

Beim teilweisen Abdampfen und Verdunsten im Uhrglas entsteht ein Salz, und an den feinen Kristallen erkennen wir es als Salmiaksalz. Das ist eben das Salz, aus dem wir vorhin Ammoniak machten.

$$NH_4OH + HCl = NH_4Cl + H_2O$$

Salmiakgeist Salzsäure Salmiaksalz Wasser

2. Wenn wir, genau wie oben, Salmiakgeist mit *Schwefelsäure* neutralisieren und abdampfen, erhalten wir das Salz Ammoniumsulfat.

$$\begin{matrix} NH_4OH \\ NH_4OH \end{matrix} + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4 + 2H_2O$$

Salmiakgeist Schwefelsäure **Ammoniumsulfat** Wasser

Ammoniumsulfat ist ein guter Stickstoffdünger, der in großen Mengen erzeugt wird.

3. Welches Salz entsteht bei der Neutralisation von Natronlauge und Salzsäure?

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Salzsäure Natrium- hydroxyd Natrium- chlorid Wasser

Durch teilweises Abdampfen und Verdunsten im Uhrglas und durch Betrachten der Kristallform erkennen wir leicht das Kochsalz. Wer würde es dem Kochsalz ansehen, daß es aus zwei so gefährlichen Stoffen wie Natronlauge und Salzsäure entstanden ist? Man sieht hier wieder einmal, daß Verbindungen ganz andere Eigenschaften haben als ihre Bestandteile.

Bei der Neutralisation liefert immer die Lauge das Metall, die Säure den Säurerest. Der Wasserstoff der Säure und die OH-Gruppe der Lauge bilden zusammen das Nebenprodukt Wasser.

Eine Neutralisation ist immer die Vereinigung einer Lauge und einer Säure zu einem Salz und zu Wasser. **A**

Durch Neutralisation haben wir erzeugt:

Salmiaksalz, NH_4Cl; es bildet faserige Kristalle und sublimiert beim Erhitzen. **B**

Ammoniumsulfat, NH_4SO_4, farbloses Salz, dient als Düngemittel. **C**

14. Doppelte Umsetzung unter Salzen

In Salzen, die mit einer Säure versetzt werden, verdrängt der Rest der stärkeren Säure stets den schwächeren Säurerest. Dieses Verdrängen geschieht sogar, wenn zwei Salze mit ungleichen Säureresten zusammengebracht werden.

1. In ein Probierglas, das 1 cm hoch Silbernitratlösung aus Versuch 7/20 (Glas 59) enthält, gießen wir weitere 5 cm hoch Wasser und lassen Kochsalzlösung hineintropfen. Der entstehende Niederschlag ist das bekannte *Chlorsilber*. Es ist durch wechselseitiges Vertauschen der Säurereste unter den beiden Salzen entstanden.

$$\begin{matrix} \text{Kochsalz} & & \text{Silbernitrat} \\ NaCl & + & AgNO_3 \\ & \searrow\ \swarrow & \\ NaNO_3 & + & AgCl \\ \text{Natronsalpeter} & & \text{Chlorsilber} \end{matrix}$$

Dem Niederschlag muß Zeit gelassen werden, zu Boden zu sinken, dann wird so lange noch tropfenweise Kochsalzlösung zugesetzt, als jeder Tropfen noch sofort eine Trübung hervorruft. Tritt dies nicht mehr ein, so ist alles Silber im Niederschlag als

Clorsilber. Trennt man dieses durch Filtrieren von der Lösung, so muß das hell durchlaufende Filtrat noch das andere Salz $NaNO_3$, oder *Natronsalpeter* enthalten. Durch Abdunsten in Uhrgläsern sieht man dessen Kristallform.

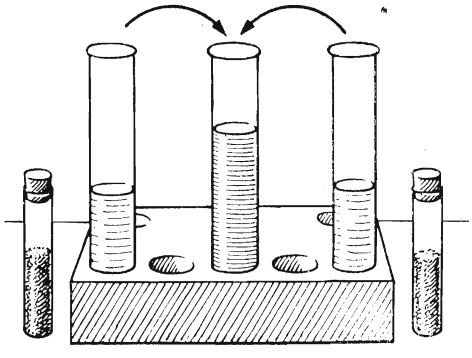
Die doppelte Umsetzung ist eine gegenseitige Verbindung zweier Salze zu zwei neuen Salzen. **A**

2. In ein Probierglas gießen wir zu 3 cm einer Lösung von Bleiazetat, das in Versuch 9/2 hergestellt und im Glas 60 aufbewahrt wurde, weitere 3 cm einer dünnen gelblichen Lösung des Salzes Kaliumbichromat aus dem Röhrchen 101. Sofort bildet sich das neue gelbe Salz Bleichromat, während das zweite Salz unsichtbar bleibt. Was ist über die Löslichkeit des neuen Salzes zu sagen, wenn man die Lösung nach wenigen Minuten ruhigen Stehens betrachtet?

Blei — Essigsäure
Kalium — Chromsäure
Kaliumazetat Bleichromat

Das Bleichromat wird durch Filtrieren von der Lösung getrennt und durch Aufgießen von Wasser auf den Filter ausgewaschen. Man läßt es auf dem auseinandergelegten Filter trocknen und verwendet es für spätere Versuche. Das Waschwasser läßt man natürlich nicht in das erste Filtrat laufen. Wenn das Filtrat stark gelblich ist, so ist zuviel Kaliumbichromatlösung zugesetzt worden. Abdampfen würde die Kristalle des nebenbei entstandenen zweiten Salzes Kaliumazetat ergeben. Bleichromat dient unter dem Namen Chromgelb als Anstrichfarbe, die auch in den Farbkästen der Schüler meist enthalten ist. Da alle Bleisalze giftig sind, steht bei der betreffenden Farbe immer: Vorsicht Gift!

3. Der große praktische Erfolg unserer Salzmischung ermuntert uns, noch eine solche Mischung zu versuchen. Wir bereiten eine dünne Lösung von Eisensulfat aus dem Röhrchen 96 und eine ebenso dünne Lösung von dem im Röhrchen 102 enthaltenen gelben Blutlaugensalz. Beide werden in ein drittes Probierglas zusammengegossen. Obwohl beide Lösungen fast farblos waren, entsteht eine kräftige dunkelblaue Farbe. Diese läßt sich ebenfalls durch Abfiltrieren trennen und als Anstrichfarbe benutzen. Sie ist bekannt unter dem Namen *Berlinerblau* oder *Preußischblau*.



4. Eine bekannte weiße Farbe ist auch *Bleiweiß*. Diese erhält man, wenn man das in Versuch 7/19 hergestellte und in Röhrchen 98 aufbewahrte Bleinitrat auflöst und heiße Sodalösung hinzuschüttet. Das unlösliche Pulver wird abfiltriert und für den späteren Versuch 15/8 aufbewahrt.

Damit die so hergestellten Farbstoffe als Anstrichfarben Verwendung finden können, müssen sie mit einem Bindemittel vermengt werden, das sie auf dem Untergrund festhält. Über Malerfarben wird in einem späteren Abschnitt Näheres gesagt werden.

In der doppelten Umsetzung haben wir einen sehr brauchbaren Vorgang zur Herstellung von neuen Salzen. Weil dabei aber immer zwei Salze entstehen, so müssen die beiden voneinander getrennt werden können. Diese Trennung ist leicht, wenn das

eine der Salze unlöslich ist und darum abfiltriert werden kann. Die Trennung gelingt auch, wenn beide Salze verschieden leicht löslich sind.

Durch doppelte Umsetzung haben wir bisher folgende Salze hergestellt:

Chromgelb, $PbCrO_4$, ist gelb, unlöslich, giftig und dient als Malerfarbe. **B**

Preußischblau ist eine Verbindung aus Eisensalz und gelbem Blutlaugensalz. **C**

Bleiweiß, $PbCO_3$, ist ein weißes Pulver, dient als Malerfarbe. **D**

15. Schwefelwasserstoff und Kohlenwasserstoff

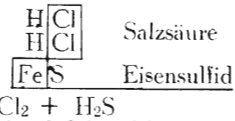
Vom Kochsalz wissen wir, daß es nur aus zwei Elementen besteht, Natrium und Chlor. Wir könnten es auch durch unmittelbare Vereinigung herstellen, d. h. wenn wir Chlorgas über metallisches Natrium leiten, bildet sich unter Aufglühen Kochsalz. Weil jedes Salz aus einem Metall und einem Säurerest zusammengesetzt sein muß, ist Cl als Säurerest aufzufassen. Wir haben ihn auch durch die stärkere Schwefelsäure aus dem Kochsalz ausgetrieben und so die Salzsäure erhalten, die man ja auch Chlorwasserstoffsäure nennt.

Schon unter unseren ersten Versuchen haben wir bemerkt, wie Kupfer und Schwefel sich zu Kupfersulfid verbinden, oder Eisen und Schwefel ebenfalls unter Aufglühen zu Eisensulfid. Wenn wir diese Sulfide, entsprechend Natriumchlorid und Zinkchlorid, als Salze betrachten, müßte der darin enthaltene Schwefel als Säurerest einer bisher nicht genannten Säure aufgefaßt werden.

1. Mit Schwefelsäure haben wir in Versuch 6/3 aus dem Kochsalz Chlorwasserstoffgas austreiben können. In ähnlicher Weise verfahren wir mit dem *Eisensulfid* aus Versuch 2/10. Wir geben davon aus dem Röhrchen 122 einige Körnchen in ein Probierglas und einen Tropfen Salzsäure hinzu. Ein Aufschäumen zeigt die Entwicklung eines Gases an. Ohne daß wir besonders daran riechen, wir dürfen es nur vorsichtig in einiger Entfernung über dem Glas tun, bemerken wir den ekelhaften, an faulende Eier erinnernden Geruch dieses Gases. Es ist

$$\text{Schwefelwasserstoff} = H_2S.$$

Seine Entstehung aus dem Wasserstoff der Salzsäure und dem Schwefel des Sulfids entspricht der Formel:



$$FeCl_2 + H_2S$$

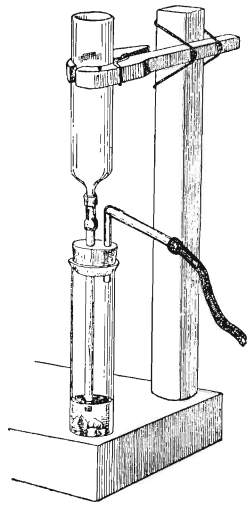
Eisenchlorid Schwefelwasserstoff

Als Nebenprodukt entsteht Eisenchlorid, das uns weiter nicht interessiert. Aus sehr vielen Sulfiden entsteht mit Säure Schwefelwasserstoffgas.

2. Die nachstehenden Versuche entwickeln dieses übelriechende und auch sehr schädliche Gas, das nicht eingeatmet werden darf. Die Versuche sind darum außerhalb des Wohnraumes, mindestens unter dem offenen Fenster auszuführen.

Immer unter dem offenen Fenster arbeitend, wollen wir einige Minuten Schwefelwasserstoffgas durch Wasser leiten. Die Geräteanordnung ist dieselbe wie sie im Versuch 9/11 zur Darstellung von CO_2 benutzt wurde.

In das Probierglas kommt 2 cm hoch Eisensulfid, das vorläufig knapp mit Wasser bedeckt wird. Wird das Gas benötigt, so gießt man Salzsäure nach. Den Schlauch leitet



man in ein Probierglas mit Wasser. Was läßt sich aus dem Verhalten der Gasblasen im Wasser sagen? Wenn beim Schließen dieses Probierglases mit dem Daumen und nachherigem Schütteln der Daumen nicht mehr angesaugt, sondern eher weggedrückt wird, ist die Lösung gesättigt; man heißt sie Schwefelwasserstoffwasser. Sie wird mit Kork verschlossen, beschriftet und für die nächsten Versuche aufbewahrt.

In Schwefelwasserstoffwasser wird blaues Lackmuspapier getaucht. Es zeigt eine Säure an.

Die *Schwefelwasserstoffsäure* bildet mit Metallen Salze welche den Säurerest der Schwefelwasserstoffsäure, nämlich S, enthalten, also Sulfide genannt werden müssen. Vergleiche Benennung der Salze der Chlorwasserstoffsäure mit dem Rest Cl als Chloride.

Die Sulfide sind die Salze der Schwefelwasserstoffsäure H_2S, sie enthalten immer den Säurerest S. **A**

(3.) Wir gießen 1/5 unseres Schwefelwasserstoffwassers in Kupfersulfatlösung.

Dünne Kupfersulfatlösung (Röhrchen 93) gibt mit Schwefelwasserstoffwasser Kupfersulfid. Es ist unlöslich und dunkelfarbig.

(4.) Mit Eisensulfatlösung (Röhrchen 96) erhält man auf gleiche Weise Eisensulfid und mit Zinksulfatlösung (Röhrchen 95) einen Niederschlag von Zinksulfid.

(5.) Weitere Sulfide stellen wir her durch Zugabe von Schwefelwasserstoffwasser zu Bleiazetatlösung (Glas 60) und zu Silbernitratlösung (Glas 59).

(6.) Auch direktes Einleiten von Schwefelwasserstoffgas in Bleiazetatlösung gibt sofort die Braunfärbung durch Sulfid. Dies kann zur Erkennung des Schwefelwasserstoffs führen.

7. Tränkt man ein Stück Filtrierpapier mit Bleiazetatlösung und läßt es trocknen, so dient es als Bleipapier zum Nachweis von Schwefelwasserstoff. 1 cm^2 des selbsthergestellen Bleipapiers wird vor die Mündung des Schwefelwasserstoffentwicklers gehalten. Wir bewahren ein Blatt Bleipapier nach dem Trocknen bei unserem Lackmuspapier auf. Anschreiben: Bleiazetatpapier.

Schwefelwasserstoff, H_2S, ist ein farbloses, schweres, nach faulen Eiern riechendes, giftiges Gas, das Bleiazetatpapier bräunt und Lackmus rötet. **B**

Die Salze der Schwefelwasserstoffsäure heißen Sulfide.

(8.) Was geschieht, wenn Schwefelwasserstoffgas gegen das im Versuch 14/4 erhaltene Bleiweiß geleitet wird? Dieses wird schwarz durch Bildung von Bleisulfid. Weil in Düngergruben durch Fäulnis von Eiweiß auch Schwefelwasserstoff entsteht, werden mit Bleiweiß gestrichene Wände in der Nähe solcher Gruben bald schwarz.

(9.) Wie verändert sich ein silberner Gegenstand, gegen den Schwefelwasserstoff geleitet wird? Die Schwärzung ist Silbersulfid. Man spricht fälschlicherweise auch von oxydiertem Silber.

(10.) Um Silbersulfid zu erhalten, kann man auch ganz wenig Schwefelblüte auf einem Streifen unseres Silberbleches erhitzen. Da Silber ein guter Wärmeleiter ist, ist es mit der Metallzange zu halten.

(11.) Der entstandene Fleck ist Silbersulfid. Man gießt nach dem Erkalten einen Tropfen Salzsäure darauf und riecht daran. Schwefelwasserstoffgasgeruch beweist das Vorhandensein eines Sulfids.

12. Es ist eigentlich nicht richtig zu sagen: Schwefelwasserstoff riecht nach faulen Eiern, die faulen Eier riechen vielmehr nach Schwefelwasserstoff. Dies ist nur möglich, weil sie Schwefel enthalten.

Weil Schwefelwasserstoffgas immer nur aus einem Stoff entstehen kann, der Schwefel enthalten hat, kann die folgende *Heparprobe* als Nachweis von Schwefel selbst in komplizierten Verbindungen dienen. Man bringt z. B. gebrannten Gips = $CaSO_4$ (siehe Versuch 10/15), der also Schwefel enthält, zusammen mit doppelt soviel pulveriger Soda auf eine Vertiefung der Holzkohle und erhitzt mit dem Lötrohr. Die entstandene Masse kratzt man heraus, legt sie auf eine Silbermünze und gibt einen Tropfen Wasser dazu. Wenn sich ein dunkler Fleck gebildet hat, war Schwefel vorhanden. Übrigens gibt der dunkle Fleck mit Salzsäure noch den Geruch nach Schwefelwasserstoff.

Man untersuche in gleicher Weise, ob Eisensulfat Schwefel enthält.

13. Der letzte Versuch, bei dem durch Aufträufeln von Salzsäure auf Silbersulfid ein Gas entstand, erinnert daran, daß z. B. in Schweißapparaten aus sogenanntem Karbid durch Auftropfen von kaltem Wasser ein brennbares Gas erzeugt werden kann. Der Ausdruck Karbid bedarf noch der Erklärung.

Ein *Sulfid* ist die Verbindung eines Metalles mit Schwefel, z. B. CuS.

Ein *Sulfat* ist die Verbindung eines Metalles mit Schwefel*säure*, z. B. $CuSO_4$.

Ein *Karbid* ist die Verbindung eines Metalles mit Kohle, z. B. CaC_2.

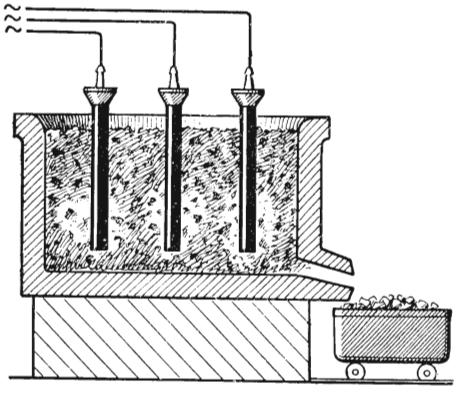
Ein *Karbonat* ist die Verbindung mit Kohlen*säure*, z. B. $CaCO_3$.

14. Zur Herstellung des Azetylengases dient Kalziumkarbid. Das ist eine Verbindung, die man durch Zusammenschmelzen von Ca und C erhält.

Wir bringen einige Kalziumspänchen aus dem Röhrchen 92 in die kleine Grube der Holzkohle und erhitzen mit der Lötrohrflamme. Vorsicht, daß nichts in die Augen spritzt! Hinter dem Uhrglas als Augenschutz arbeiten! Nach dem Erkalten lassen wir einen Tropfen Wasser auf das Grübchen fallen und riechen daran. Wir bemerken deutlichen Geruch nach dem Gas der Schweißapparate, nach *Azetylen*, Kalzium hat sich mit Kohle verbunden.

$$\underset{\text{Kalziumoxyd}}{CaO} + \underset{\text{Kohlenstoff}}{3C} = \underset{\text{Kalziumkarbid}}{CaC_2} + CO$$

15. Wir vergleichen den beobachteten Geruch mit dem des Kalziumkarbids aus unserem Glas 71. Dieses Kalziumkarbid ist hergestellt durch Zusammenschmelzen von Kohle und gebranntem Kalk im elektrischen Lichtbogenofen. Die Abbildung zeigt einen solchen Karbidofen. Drei Kohlenstäbe tauchen in das Gemisch von Kohle und Kalk, und wenn zwischen ihnen der Strom übergeht, bildet sich eine glühende Schmelze, die von Zeit zu Zeit abgelassen wird.



16. Wir gießen zu einem kleinen Stück Kalziumkarbid im Probierglas ein wenig Wasser. Sofort erfolgt starke Gasentwicklung. Wir zünden das Gas an, die starken Rußwolken sind ein Zeichen, daß das Gas sehr kohlenstoffreich ist.

Die Porzellanschale, die wir mit der Außenseite in die Flamme halten. beschlägt sich mit Ruß.

17. Wenn die Flamme kleiner geworden ist, halten wir den trockenen Glastrichter darüber. Er beschlägt sich mit Wasser, das durch die Verbrennung des Wasserstoffes entstanden ist

Das Azetylengas entsteht aus Kalziumkarbid in folgender Weise:

$$\underset{\text{Kalziumkarbid}}{Ca\,C_2} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} = \underset{\text{Azetylen}}{C_2H_2} + \underset{\text{Kalziumoxyd}}{CaO}$$

Das Azetylengas ist somit zusammengesetzt aus gleichen Teilen Kohlenstoff und Wasserstoff, es ist also ein *Kohlenwasserstoffgas.*

18. Das entstehende Kalziumoxyd bildet mit überschüssigem Wasser

$$CaO + H_2O = \left\{ \begin{matrix} OH \\ Ca \\ OH \end{matrix} \right\} = \text{Kalklauge.}$$

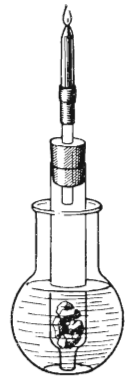
Wir tauchen in den Karbidbrei rotes Lackmuspapier. Die Blaufärbung beweist das Vorhandensein einer Lauge.

19. Um zu beweisen, daß es nicht irgend eine Lauge, sondern einzig Kalklauge sein kann, lösen wir etwas Karbidbrei in einem Probierglas Wasser und filtrieren. Das klare Filtrat ist Kalkwasser, wie wir durch Einblasen von Atmungsluft beweisen können.

20. Der üble Geruch des Azetylengases rührt daher, daß noch verschiedene andere Gase darin enthalten sind. Was beobachtet man, wenn man rotes Lackmuspapier vor die Mündung des Probierglases hält? Tritt Blaufärbung ein, so rührt dies von einer Beimengung von Ammoniakgas her.

21. Bleiazetatpapier, das über die Mündung des Azetylenerzeugers gehalten wird, färbt sich dunkel und zeigt damit an, daß Azetylen durch geringe Mengen Schwefelwasserstoff verunreinigt ist.

22. Das reine Azetylen kann durch folgenden Vorgang nachgewiesen werden:

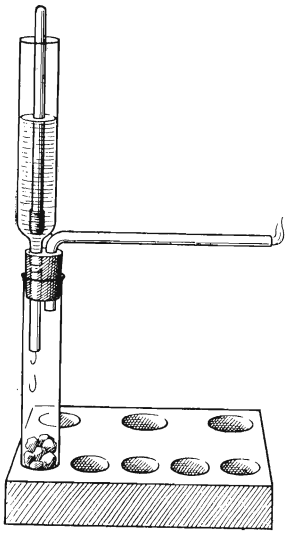


Wenn wir in ein Probierglas zu einer dünnen Kupfersulfatlösung Salmiakgeist gießen, entstehen zuerst blaue Flocken von Kupferhydroxyd. Bei weiterem tropfenweisen Zufügen von Salmiakgeist lösen sich diese Flocken wieder zu einer blauen Flüssigkeit. Durch diese Lösung leiten wir mit dem Winkelrohr Azetylengas, und es entsteht Azetylenkupfer. CuC_2, als roter Niederschlag. Dieses darf nicht aufbewahrt werden, sondern wird durch Übergießen mit Salzsäure vernichtet.

23. Einen selbsttätigen Gasentwickler kann man sich nach Anleitung der Abbildung zusammenbauen, der ja als Wasserstoffentwickler (Versuch 5/17) schon erklärt wurde. Nur kommt an Stelle des Zinks Kalziumkarbid, und Wasser an Stelle der Schwefelsäure.

Die folgende Abbildung zeigt einen Gasentwickler, bei dem Wasser auf die Karbidstücke tropft, wenn man den mit einem kurzen Stück Gummischlauch überzogenen und als Verschluß dienenden Glasstab etwas anhebt.

24. Das für die Erzeugung des Azetylens benutzte Kalziumkarbid kann durch Verbindung mit Stickstoff aus der Luft als wertvolles Düngemittel *Kalkstickstoff* bilden, nach der Formel



$$CaC_2 + N_2 = \underset{\text{Kalkstickstoff}}{CaCN_2} + C$$

Kalkstickstoff kann sich mit Wasserdampf verbinden nach der Formel:

$$CaCN_2 + 3\,H_2O = CaCO_3 + 2\,NH_3$$

Auf diese Weise werden große Mengen *Ammoniakgas* erzeugt.

Weitere aus Azetylen abgeleitete Verbindungen sind im Abschnitt 37, Kunstharze, erwähnt.

25. Nunmehr haben wir uns schon als tüchtige Chemiker eine Menge interessanter Kenntnisse erworben, und wir dürfen es wagen, zur Untersuchung von technischen oder im Haushalt vorkommenden Stoffen überzugehen. Vorher soll aber noch eine Übersicht der bisher kennengelernten Stoffe gemacht werden:

Übersicht

Elemente: H, O, S, N, Cu, Fe, Pb, Ag, Mg, Zn, Ca, Na, K, Cl, C;
Zusammengesetzte Gase: Co_2, SO_2, NO_2, HCl, NH_3, H_2S, C_2H_2;
Oxyde: MgO, ZnO, CaO, FeO, CuO, PbO, Ag_2O, H_2O;
Sulfide: CuS, FeS Ag_2S, ZnS, PbS;
Hydroxyde: $Ca(OH)_2$, NaOH, KOH, $Mg(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$, $Fe(OH)_2$;
Sulfate: H_2SO_4, $MgSO_4$, $FeSO_4$, $CuSO_4$, $CaSO_4$, $(NH_4)_2SO_4$;
Chloride: HCl, NaCl, $ZnCl_2$, $MgCl_2$, $CuCl_2$, AgCl, NH_4Cl;
Nitrate: HNO_3, KNO_3, $NaNO_3$, $Cu(NO_3)_2$, $AgNO_3$;
Karbonate: H_2CO_3, $CaCO_3$, Na_2CO_3, Natron, $PbCO_3$;
Azetate: Pb-azetat, Cu-azetat, Na-azetat.

Verschiedene: Kaliumpermanganat, Chlorkalk, Chromgelb, Preußischblau, Bleiweiß.

Man versuche, zu diesen Stoffen die kennzeichnenden Eigenschaften oder das Herstellungsverfahren anzugeben.

Die meisten der in unseren bisherigen Versuchen hergestellten Stoffe waren Salze. Sie entstanden auf verschiedene Art:

1. Verdrängung des Wasserstoffs der Säure durch ein Metall. Beispiel: Zinksulfat.
2. Austreiben des schwächeren Säurerestes durch einen stärkeren. Beispiel: Silberchlorid.
3. Neutralisation einer Säure mit einer Lauge. Beispiel: Salmiaksalz.
4. Doppelte Umsetzung zwischen zwei Salzen. Beispiel: Chromgelb.
5. Unmittelbare Vereinigung der Elemente. Beispiel: Eisensulfid.

16. Untersuchung unbekannter Salze

Alle Salze bestehen aus einem Metall und einem Säurerest. Da sich jedes Metall mit jedem Säurerest zusammentun kann, ergibt sich schon aus den bis jetzt bekannten Metallen und Säuren eine verwirrende Zahl von Salzen. Sehr oft werden wir in die Lage kommen, daß wir ein Salz vor uns haben, das wir gar nicht kennen. Um es zu

untersuchen, müssen wir das Metall feststellen und dann den Säurerest. Für einige der häufigsten Metalle haben wir ein einfaches Erkennungsmittel in der Flammenfärbung, siehe Versuche 5/36—43. Es bleibt noch nach Mitteln zur Erkennung des Säurerestes zu suchen.

1. *Salzsäurerest.* Man lasse einen Tropfen Silbernitratlösung (Glas 59) in Salzsäure fallen. Die weiße Trübung ist uns ja bekannt aus Versuch 7/26. In gleicher Weise gebe man einen Tropfen Silbernitrat zu Kochsalzlösung = Natriumchlorid, zu Salpetersalzlösung und zu wenig Wasser, indem man ein Körnchen des im Röhrchen 100 enthaltenen Salzes Bariumchlorid gelöst hat. In den Chloriden entsteht immer der weiße Niederschlag, in Salpeter, der ein Nitrat ist, dagegen nicht.

Der weiße Niederschlag mit Silbernitrat ist das Erkennungszeichen für das Vorhandensein des Salzsäurerestes, also kennzeichnend für alle Chloride.

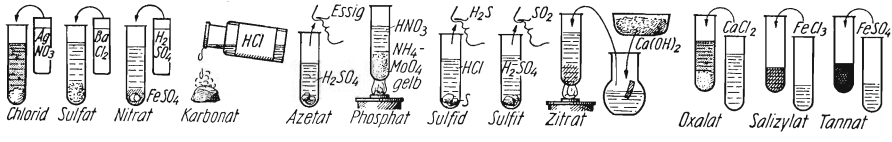
2. Der *Schwefelsäurerest* wird daran erkannt, daß er mit einem Tropfen Bariumchloridlösung einen Niederschlag gibt. Für die Schwefelsäureprobe ist ½ cm hoch Bariumchlorid aus dem Röhrchen 100 in einem halben Probierglas Wasser aufzulösen und mit Aufschrift versehen bis auf weiteres bereitzuhalten. Von dieser Lösung lassen wir wiederum je einen Tropfen in verdünnte Schwefelsäure, in eine Lösung von Kupfersulfat (Röhrchen 93), sowie in Kochsalzlösung fallen.

In allen Lösungen, die den Schwefelsäurerest SO_4 enthalten, gibt Bariumchlorid einen weißen Niederschlag und dient so zur Erkennung der Sulfate.

3. *Salpetersäurerest.* Aus der Flasche 47 entnimmt man eine geringe Menge Salpetersäure, verdünnt sie mit der zehnfachen Menge Wasser, und von dieser Verdünnung füllt man 1 cm hoch in ein Probierglas. Dann gibt man ein etwa erbsgroßes Stückchen des Salzes Eisensulfat (Röhrchen 96) von Versuch 5/29 hinzu, gießt Schwefelsäure hinein und erwärmt. Wenn sich um das Eisensulfatkorn eine braune Schicht bildet, ist Salpetersäure nachgewiesen.

Diese Probe muß auch *Braunfärbung* ergeben, wenn wir ein wenig Salpetersalz auflösen, Eisensulfat und Schwefelsäure zugeben und erwärmen.

4. Der *Kohlensäurerest* der Karbonate ist zumeist genügend gekennzeichnet, wenn das Salz beim Aufträufeln von Salzsäure *aufbraust.* Versuch mit Soda. Zur Sicherheit leitet man das Gas in Kalkwasser, das sich dann trübt.



5. *Azetate* riechen stark nach Essig, wenn man sie mit Schwefelsäure übergießt und erwärmt. Die stärkere Säure treibt dabei in bekannter Weise die schwächere Essigsäure aus. Wir machen die Probe an dem im Versuch 9/14 selbst hergestellten Natriumazetat (Röhrchen 99).

6. Welcher Säurerest ist in dem Salmiaksalz des Glases 63 enthalten?

7. *Phosphate* geben mit Ammoniummolybdat-Salpetersäuremischung beim Erwärmen einen gelben Niederschlag. Diese Probe ist uns bekannt aus Versuch 8/6.

8. *Sulfide* entwickeln auf Zusatz von Salzsäure übelriechenden Schwefelwasserstoff, der Bleiazetatpapier bräunt.

9. Unlösliche *Schwefelverbindungen* werden durch Glühen mit Soda auf Kohle in Sulfide verwandelt, dann wird nach Zugabe eines Tropfens Salzsäure am Schwefelwasserstoffgeruch das Vorhandensein von Schwefel nachgewiesen. Dieses Verfahren ist z. B. anzuwenden bei Untersuchung von Gips.

10. *Zitronensäure* gibt, wenn man mit Kalkbrei neutralisiert bis Lackmus eben blau bleibt, das Salz Kalziumzitrat. Dieses ist nach dem Filtrieren des Breies im Filtrat aufgelöst enthalten. Im Gegensatz zu den meisten Salzen ist Kalziumzitrat in warmem Wasser *weniger* löslich als in kaltem. Wir erwärmen die Lösung, und es fällt sofort ein Niederschlag des nun weniger löslichen Kalziumzitrates aus.

Wenn wir in einem aus Früchten ausgepreßten Saft Zitronensäure vermuten, neutralisieren wir den Saft mit Kalkbrei und filtrieren. Fällt dann beim Erwärmen des klaren Filtrats ein Niederschlag aus, so ist das Vorhandensein von Zitronensäure nachgewiesen.

11. *Oxalsäure* gibt auf Zusatz von Kalziumchlorid, das ja in Versuch 10/8 hergestellt wurde, sofort einen unlöslichen Niederschlag von Kalziumoxalat. Zugießen von einigen Tropfen Spiritus befördert oft die Ausscheidung.

Wir machen die Probe mit dem aus Sauerampfer (Rumex acetosa) ausgepreßten Saft, den man zuvor noch etwas eindickt, indem wir Kalziumchlorid zugießen. Ein Niederschlag kennzeichnet das Vorhandensein von Oxalsäure.

12. Für *Salizylsäure*, die im Glas 65 enthalten ist, gibt es ein einfaches Nachweismittel in der braunen Lösung von Eisenchlorid, $FeCl_3$, wie wir es in Versuch 6/28 bereitet und im Röhrchen 111 aufbewahrt haben. Diese Lösung benutzen wir für den Nachweis.

In einer Abkochung der Blätter der Spierstaude (Spira salicifolia) ist Salizylsäure enthalten. Wir dampfen die Flüssigkeit etwas ein und geben Eisenchlorid tropfenweise dazu. Die eintretende Violettfärbung bestätigt das Vorhandensein von Salizylsäure in der Pflanze.

13. In dem Röhrchen 110 ist *Gerbsäure* enthalten. Wir lösen etwas davon auf und prüfen mit Lackmus. Es tritt Rotfärbung ein.

Zu der Gerbsäurelösung gießen wir etwas von dem in Versuch 5/29 hergestellten und im Röhrchen 96 aufbewahrten Eisensulfat. Die entstehende Schwärzung wird bewirkt durch die Verbindung Eisen-Gerbsäure. Eine gleiche, aus stärkerer Lösung bereitete Verbindung ist unsere Tinte.

Wir kochen etwas geschabte Eichenrinde oder zerkleinerte Eichengalläpfel in Wasser auf, prüfen mit Lackmus und dann durch Zugießen von Eisensulfatlösung. Eichenrinde enthält viel Gerbsäure.

Wir kochen einige Teeblätter und gießen zu dem Tee Eisensulfatlösung. Wiederum beweist die Schwarzfärbung das Vorhandensein von Gerbsäure im Tee. Diese verleiht dem Tee zuweilen auch den bitteren Geschmack.

Auch im Saft unreifer Äpfel und im Wein ist Gerbsäure enthalten. Nachweis wie oben. Warum werden eiserne Messer beim Zerschneiden von Obst schwarz?

14. Die in den obigen Versuchen genannten Nachweisproben treten nicht nur ein, wenn die Säure selbst vorliegt, sondern auch, wenn wir ein Salz benutzen, das den zu der Säure gehörenden Säure*rest* enthält. Von einigen selteneren Säuren oder von solchen, deren Zusammensetzung sich nicht so leicht behalten läßt, war bisher absichtlich die Formel nicht angegeben. In der nachfolgenden Zusammenstellung sind diese der Vollständigkeit halber eingesetzt und der in die Salze übergehende Säurerest durch Kursivschrift hervorgehoben:

Salzsäure, HCl, die Salze heißen Chloride, sie geben mit Silbernitrat weißflockigen Niederschlag.

Schwefelsäure, H_2SO_4, die Salze heißen Sulfate, sie geben mit Bariumchlorid weißen Niederschlag.

Salpetersäure, HNO_3, die Salze heißen Nitrate, sie geben mit Schwefelsäure und Eisensulfat eine braune Schicht.

Kohlensäure, H_2CO_3, die Salze heißen Karbonate, sie brausen mit Salzsäure auf und das entweichende Gas trübt Kalkwasser.

Essigsäure, $HC_2H_3O_2$, die Salze heißen Azetate, sie riechen nach Zusatz von Schwefelsäure nach Essig.

Phosphorsäure, H_3PO_4, die Salze heißen Phosphate, sie bilden mit Ammoniummolybdat-Salpetersäuremischung beim Erwärmen gelben Niederschlag.

Schwefelwasserstoffsäure, H_2S, die Salze heißen *Sulfide*, sie riechen auf Zusatz von Salzsäure nach Schwefelwasserstoff.

Schwefelige Säure, H_2SO_3, die Salze heißen Sul*fite*, sie riechen mit Schwefelsäure befeuchtet nach Schwefeldioxyd und entfärben rote Permanganatlösung.

Zitronensäure, $H_3C_6H_5O_7$, die Salze heißen Zitrate, sie bilden mit Kalziumchlorid einen Niederschlag, der erst beim Erwärmen ausscheidet.

Oxalsäure, $H_2C_2O_4$, die Salze heißen Oxalate, sie bilden mit Kalziumchlorid einen unlöslichen Niederschlag.

Salizylsäure, $HC_7H_5O_3$, die Salze heißen Salizylate, ihre Lösung wird mit Eisenchlorid violett.

Gerbsäure, Tannin, die Salze heißen Tannate, sie geben mit Eisensulfat Schwarzfärbung.

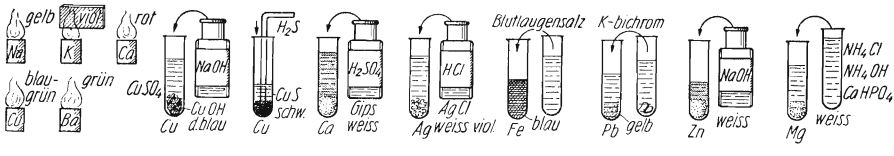
15. Die in den Salzen enthaltenen Metalle suchen wir in folgender Weise:

Natrium färbt die Flamme gelb.

Kalium färbt die Flamme violett. Zur Unterscheidung neben Natrium muß die Flamme durch ein Blauglas beobachtet werden.

Kalzium färbt die Flamme rot.

Kupfer färbt die Flamme grün.



16. *Kupfer*salzlösungen kennt man auch daran, daß sie mit Lauge einen dunkelblauen Niederschlag von Kupferhydroxyd geben und durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas einen schwarzen Niederschlag von Kupfersulfid zeigen.

17. *Kalzium*lösungen geben mit Schwefelsäure einen weißen Niederschlag von Gips.

18. *Silber*lösungen geben mit Salzsäure einen weißen, sich am Licht dunkel färbenden Niederschlag von Chlorsilber.

19. *Eisen*verbindungen, in Salzsäure gelöst, bilden mit Blutlaugensalz Preußischblau.

20. Lösliche *Blei*verbindungen erzeugen mit Kaliumbichromat einen Niederschlag von Chromgelb, unlösliche Bleiverbindungen umgeben sich beim Erhitzen auf Holzkohle mit einem gelben Beschlag von Bleioxyd.

21. Lösliche *Zink*verbindungen geben mit Lauge weißes Zinkhydroxyd, das sich bei weiterem Hinzufügen von Lauge wieder löst.

22. *Magnesium*verbindungen geben in einer Mischung von Salmiaksalz, Salmiakgeist und Kalziumphosphat einen weißen Niederschlag.

17. Versuche mit Malfarben

Die zusammenfassende Darstellung verschiedener Versuche in dem vorhergehenden Abschnitt befähigt uns, in einer stattlichen Anzahl von Stoffen die darin enthaltenen Bestandteile nachzuweisen. Andererseits haben wir auch zahlreiche Verfahren kennen gelernt, um bereits bekannte Bestandteile zu neuen Verbindungen zusammenzubringen.

Zur Übung und Festigung unseres Wissens wollen wir solche Untersuchungen an *Malfarben* anstellen, von denen wir kleine Proben beim nächsten Malermeister sicher bekommen können, oder zum Teil in unserem Malkasten in Form von Tubenfarben oder Näpfchen bereits besitzen.

1. Eine sehr bekannte und vielverwendete weiße Farbe ist *Bleiweiß*. Seiner Zusammensetzung nach ist es $PbCO_3$ = Bleikarbonat und sehr giftig! Hände waschen! Wir wissen, daß Karbonate mit Salzsäure aufbrausen, und übergießen darum ganz wenig Bleiweiß in einem Probierglas mit Salzsäure. Das aufsteigende Gas soll zur näheren Prüfung in Kalkwasser geleitet werden. Das Kalkwasser trübt sich, das Bleiweiß ist also ein Karbonat.

2. Manche Karbonate, wie z. B. Kalk, geben ihr Kohlendioxyd beim Erhitzen ab. Wir erhitzen eine Probe pulveriges Bleiweiß auf einem Blechdeckel: das weiße Pulver wird sofort gelb zu Bleiglätte, wie wir sie schon in dem Röhrchen 104 besitzen.

3. Wir füllen die Rundung des Probierglases mit Bleiweiß und übergießen es 3 cm hoch mit verdünnter Salpetersäure. Das Bleiweiß löst sich unter Aufbrausen auf. Falls noch ein Niederschlag im Probierglas ungelöst zurückbleibt, besteht der Verdacht, daß das Bleiweiß mit anderen Stoffen vermischt ist. In Frage kommt z. B. Gipspulver oder Schwerspat = Bariumsulfat. Wir filtrieren darum den Niederschlag ab und bewahren ihn für spätere Versuche auf. Im durchfließenden Filtrat ist alles Bleiweiß als lösliches Bleinitrat enthalten, das wir ebenfalls bald verwenden können (Röhrchen 98).

4. Als Nachweismittel für Bleiverbindungen wurde in Versuch 16/21 erwähnt, daß sie mit Kaliumbichromat einen gelben Niederschlag von Chromgelb geben. Wir gießen zu einem Teil des in Versuch 3 erhaltenen Bleinitrats etwas Kaliumbichromatlösung (Röhrchen 101). Sofort entsteht der erwartete gelbe Niederschlag von Chromgelb, der nur entstehen kann, wenn in der Lösung Blei vorhanden war.

5. Nachdem wir Bleiweiß als Bleikarbonat erkannt haben, können wir versuchen, selber Bleiweiß herzustellen. Dazu bereiten wir die halbe Kochflasche voll Sodalösung und erwärmen sie. Dann gießen wir heiße Sodalösung in ein Probierglas mit Bleinitrat, wie wir es in Versuch 7/19 hergestellt und in Röhrchen 98 aufbewahrt hatten, bis die Mischung nicht mehr aufbraust. Es entsteht unlösliches *Bleikarbonat*, also Bleiweiß, und außerdem löslicher Natronsalpeter. Wir filtrieren das unlösliche Pulver ab und lassen auf dem ausgebreiteten Filter trocknen.

Bleiweiß ist eine sehr schöne weiße, gut deckende, licht- und wetterbeständige Farbe, hat aber den Nachteil, daß sie giftig ist und sich unter dem Einfluß von Schwefelwasserstoff, der immer in der Luft ist, verändert. Bleiweiß ist auch bekannt unter den Namen Berliner-, Kremser-, Kölner-, Magdeburger- oder Schieferweiß. Vorsicht! Hände waschen!

6. Zur Erzeugung von Schwefelwasserstoff legen wir in ein Probierglas einige Stücke Eisensulfid, das im Versuch 2/10 hergestellt und im Röhrchen 122 aufbewahrt wurde, und übergießen sie mit etwas Salzsäure. Vorher bestreichen wir ein Blatt Papier mit bezogenem und mit selbsthergestelltem Bleiweiß und halten die beiden Proben dicht über das Probierglas mit Schwefelwasserstoff. Beide Proben von Bleiweiß werden sofort schwarz durch Bildung von Bleisulfat.

7. Eine andere weiße Farbe ist *Zinkweiß*. Es ist chemisch Zinkoxyd = ZnO. Wir hatten es schon im Versuch 3/3 durch Verbrennen von Zinkspänen erhalten. Als kennzeichnende Eigenschaft des Zinkoxyds merkten wir uns, daß das weiße Oxyd in der Hitze zitronengelb und beim Erkalten wieder weiß wird.

Wir erhitzen etwas Zinkweiß, das wir vom Maler besorgt haben, auf einem Blechstreifen und bemerken diese eben genannten Eigenschaften.

8. Im Gegensatz zu Bleiweiß ist Zinkweiß kein Karbonat und soll darum mit Salzsäure nicht aufbrausen (vielleicht tritt nur im ersten Zusammentreffen mit Säure ein leichtes Brausen auf).

9. Die Selbstherstellung von Zinkweiß ist möglich unter Benutzung des Zinksulfats aus dem Röhrchen 95. Wir gießen zu dem Zinksulfat so lange Sodalösung, bis es nicht mehr aufbraust. Dann ist die Soda zu Natriumsulfat geworden, und das Zink ist jetzt gebunden zu Zinkkarbonat $Na_2So_4 + ZnCO_3$.

Weil das Zinkkarbonat unlöslich ist, läßt es sich durch Filtrieren trennen, es bleibt auf dem Filter. Durch starkes Erhitzen gibt das Zinkkarbonat Kohlendioxyd ab und wird zu Zinkoxyd. Dieses erkennen wir wieder daran, daß es in der Hitze gelb wird. Es entspricht also dem käuflichen Zinkweiß.

10. Wir leiten Schwefelwasserstoff gegen ein mit Zinkweiß bestrichenes Papier. Es wird nicht geschwärzt wie das Bleiweiß. Diesem Vorteil steht die geringere Deckkraft des Zinkweiß als Nachteil gegenüber. Zinkweiß kommt auch unter den Namen Schnee-, Ewig-, Blüten- oder Chinesischweiß in den Handel.

11. Wir leiten durch einen weiteren Teil der bereits in Versuch 9 erwähnten Zinksulfatlösung Schwefelwasserstoffgas und sehen nach einiger Zeit ebenfalls einen weißen Niederschlag ausfallen. Es ist *Zinksulfid* = ZnS. Der Einfachheit halber gewinnen wir das Zinksulfid durch vorsichtiges Abgießen der Flüssigkeit vom Niederschlag. Letzteren lassen wir durch Ausbreiten auf ein Löschpapier trocknen.

12. Auf Zinksulfid, das wir vom Maler bezogen haben, oder auf eine Probe unseres selbst hergestellten Zinksulfids lassen wir einen Tropfen Salzsäure fallen. Es braust auf, es riecht nach faulen Eiern, d. h. nach Schwefelwasserstoff wie bei allen Sulfiden. Daran werden wir unsere weiße Farbe von andern unterscheiden können.

13. Wir gießen zu 2 cm hoch Bariumchloridlösung (Röhrchen 100) ein wenig Schwefelsäure. Sofort fällt ein unlöslicher weißer Niederschlag aus von *Bariumsulfat.* Dieser Niederschlag ist schon wiederholt entstanden, wenn wir Bariumchlorid zu einem Stoff brachten, in dem wir Schwefelsäure nachweisen wollten. Schwefelsaures Barium kommt auch als natürliches Gestein vor, im Spessart, der Rhön, im Harz, Odenwald usw. Es wird Schwerspat genannt; die reinsten Vorkommen (Weißspat) werden zu feinstem Pulver (Blüten- oder Floraspat) gemahlen, um als Farbe zu die-

nen. Künstliches Bariumsulfat heißt auch Permanentweiß oder *Blancfix*. Diese Namen verdankt es dem Umstand, daß Bariumsulfat von Licht und Wärme nicht verändert und weder von Säure noch von Lauge angegriffen wird. Wir machen die Probe mit Salzsäure und Natronlauge.

14. Wenn im Versuch 3 nicht alles Bleiweiß in Salpetersäure gelöst wurde, enthält das Bleiweiß einen Zusatz von Schwerspat. Solche billigere Mischungen von Bleiweiß mit Barytweiß heißen auch Holländerweiß.

15. Bariumsulfat, wie wir es in Versuch 13 hergestellt hatten, wird auch häufig mit dem Zinksulfid aus Versuch 11 gemischt. Diese Mischung ist bekannt als Malerfarbe *Lithopon*, sie ist also von der Zusammensetzung $ZnS + BaSO_4$. Man bezeichnet sie auch als Email-, Charlton-, Griffith-, Patentzink-, Zinkolith-, Zinksulfidweiß usw. Wir geben ein wenig vom Maler bezogenes Lithopon auf ein Blatt Papier und dazu einen Tropfen Salzsäure. Unter Aufbrausen entweicht ein Gas, das nach dem Geruch als Schwefelwasserstoffgas erkannt wird. Das spricht dafür, daß die Lithopone ein Sulfid enthalten.

Die Lithopone haben eine noch bessere Deckkraft als Blei- und Zinkweiß, beanspruchen, um strichfertig zu werden, wenig Öl, sind ungiftig und unempfindlich gegen Schwefelwasserstoff.

16. Wir übergießen Lithopon (im Freien) so lange mit Salzsäure, als noch Schwefelwasserstoff entweicht; dann ist alles Zinksulfid zu Zinkchlorid geworden und löslich. Was dann noch unlöslich ist, ist das Bariumsulfat, das nach Versuch 15 in Lithopon enthalten sein muß.

17. Wir können irgend eine andere, uns zugängliche weiße Farbe, z. B. Deckweiß, aus dem Aquarellfarbkasten darauf untersuchen, ob es Bleiweiß, Zinkweiß, Barytweiß oder Zinksulfid ist.

18. Unter den *gelben* Farben ist von uns bereits das *Chromgelb* in Versuch 4 hergestellt worden. Wir streichen etwas Chromgelb, das wir vom Maler bezogen haben, oder aus eigener Herstellung oder auch aus dem Aquarellfarbkasten auf ein Blatt Papier und halten die Probe über Schwefelwasserstoff.

Chromgelb heißt auch Amerikaner-, Kölner-, Königs-, Post-, Pariser-, Neu-, Wiener-Zitronengelb usw., es hat gute Deckkraft, wird aber als Bleiverbindung von Schwefelwasserstoff geschwärzt und ist empfindlich gegen Licht, Säuren und Laugen.

19. Ein anderer gelber Farbstoff ist das *Bariumchromat*. $BaCrO_4$, das entsteht, wenn wir zu Bariumchloridlösung (Röhrchen 100) Kaliumbichromat (Röhrchen 101) bringen. Dieses *Barytgelb* wird durch Schwefelwasserstoff nicht beeinflußt. Versuch.

20. Bleichromat = Chromgelb löst sich in größeren Mengen Natronlauge; Barytgelb löst sich nicht in Lauge. Dieses kann im Zweifelsfalle zur Unterscheidung dienen. Wir machen die Probe mit ein wenig Chromgelb und ein wenig Barytgelb.

21. Wir benützten eine Lösung aus dem selbst hergestellten Zinksulfat, das im Röhrchen 95 aufbewahrt wurde, und gießen Kaliumbichromatlösung hinzu. Es entsteht ein blaßgelber Niederschlag von *Zinkgelb* = Zinkchromat. Wir filtrieren diesen ab und lassen ihn trocknen.

Dieses Zinkchromgelb ist ein schönes Kanariengelb, es ist nicht so deckkräftig wie Bleichromgelb, aber beständig gegen Schwefelwasserstoff und Licht.

22. In manchen Farbkasten findet sich als gelbe Farbe *Kadmiumgelb*. Dieses ist Kadmiumsulfid, CdS. Wenn man ein wenig Salzsäure darauf gibt, entsteht sofort der Geruch nach Schwefelwasserstoff, womit die Verbindung als Sulfid erkannt ist.

Kadmiumgelb gibt es in mehreren Tönungen von zitronengelb bis orange, es ist eine lebhafte und lichtechte Farbe von großer Deckkraft.

23. Das Metall Kadmium erkennt man daran, daß es auf Kohle zur Glut erhitzt einen braunen Fleck gibt. Wir machen die Probe mit ein wenig Kadmiumgelb, das wir mit dem Lötrohr auf der Holzkohle erhitzen.

24. Die bekannte gelbe Farbe *Ocker* kommt als natürliches Gestein vor; es ist ein Verwitterungsprodukt des Feldspats, dessen Färbung von Eisenverbindungen verursacht wird. Die besten Sorten sind reines Eisenhydroxyd. Dieses kann man in Salzsäure auflösen und mit Blutlaugensalz nachweisen. In Natronlauge löst sich Ocker nicht und gibt keinen Schwefelwasserstoffgeruch mit Salzsäure; dadurch unterscheidet er sich von Chromgelb oder Zinkgelb.

25. Wir gießen Eisensulfatlösung (Röhrchen 96) in eine Lauge, am besten in Kalkwasser. Es bildet sich Eisenhydroxyd von gelbroter Färbung, das sich niederschlägt. Diese Farbe findet als *Marsgelb* Anwendung. Eine vom Maler bezogene Probe Marsgelb kann man auf Eisengehalt prüfen, indem man die Farbe in Salzsäure auflöst und *rotes* Blutlaugensalz zugibt. Es entsteht die blaue Färbung, die uns bekannt ist. Man kann auch *gelbes* Blutlaugensalz verwenden, muß dann aber zuletzt noch einen Tropfen Salpetersäure beifügen.

26. Durch Vereinigung von Eisenchloridlösung und roter Blutlaugensalzlösung erhielten wir im vorhergehenden Versuch eine tiefblaue Farbe. Wenn wir zu dem Versuch eine Lösung von Eisensulfat und *gelbem* Blutlaugensalz (Röhrchen 102) verwenden, entsteht wahrscheinlich zuerst eine weiße Verbindung. Durch Zusatz von etwas Salpetersäure als Oxydationsmittel geht diese weiße Verbindung in ein schönes Blau über, das unter der Bezeichnung *Berlinerblau,* Preußischblau, Pariserblau als Anstreichfarbe dient. Manchmal wird die Farbausscheidung so feinkörnig, daß sich der Niederschlag erst nach einiger Zeit absetzt. Dann filtriert man ab.

Berlinerblau ist licht- und säureecht, aber unbeständig gegen Laugen. Mit Stärke vermischt dient es auch als Waschblau.

27. Fügt man zu etwas Berlinerblau Natronlauge, so wird der Farbstoff zerstört und schmutzigbraun. Bei Zusatz von Säure erscheint die Farbe wieder.

28. Eine bekannte blaue Farbe ist das *Ultramarinblau.* Chemisch ist es ein Sulfid. daher entwickelt es durch Zusatz von Salzsäure sofort den Geruch nach Schwefelwasserstoff. Dabei verliert es seine blaue Farbe. Wir prüfen, ob Waschblau Ultramarin enthält.

29. Es ist uns schon die tiefblaue Färbung aufgefallen, die entsteht, wenn man Kupfersulfatlösung mit wenig Natronlauge versetzt. Diese Farbe ist Kupferhydroxyd und wird als *Bremerblau* praktisch verwendet; sie ist zwar wenig beständig, wird aber wegen seiner auf anderem Wege nicht erreichbaren himmelblauen Tönung oft verwendet.

30. Wenn man Aluminiumpulver oder von einem Aluminiumblech abgefeilte Späne mit Kobaltnitratlösung (Röhrchen 112) befeuchtet und sie auf der Kohle mit der Stichflamme erwärmt, so entsteht eine schöne blaue Farbe, die als *Kobaltblau* in manchen Farbkasten zu finden ist. Wird Kobaltblau mit Salzsäure befeuchtet, so bleibt es unverändert, es entweichen keine Gase.

31. Zinksulfatkristalle in gleicher Weise mit Kobaltnitratlösung befeuchtet und dann mit der Stichflamme auf Kohle erwärmt, geben eine schöne grüne Farbe, genannt *Zinkgrün.*

32. Die als *Chromgrün* bekannte grüne Farbe wird erhalten durch Zusammenmischen von Chromgelb und Berlinerblau. Wir mischen die selbsthergestellte Farbe aus Versuch 4 und Berlinerblau aus Versuch 26. In einer vom Maler bezogenen Probe von Chromgrün könnte man durch Zuleiten von Schwefelwasserstoff das Vorhandensein von Blei nachweisen.

33. Die als *Chromoxydgrün* bezeichnete Farbe erhält man, wenn man auf Kohle mit der Stichflamme Kaliumbichromat (Röhrchen 101) mit etwas Schwefelpulver (Glas 51) erhitzt bis zum Glühen. Es ist ein gegen Säure, Laugen, Licht und Hitze beständiges Laubgrün.

34. Wenn man Kaliumbichromatlösung mit Lauge versetzt und sie vor dem Eingießen in Bleinitratlösung (Versuch 3, Röhrchen 98) stark erwärmt, entsteht kein Chromgelb, sondern eine mehr rötliche Masse, das *Chromrot.*

35. Unter den roten Malerfarben ist besonders bekannt die *Mennige* = Pb_3O_4. Diese ist ein Bleioxyd mit höherem Sauerstoffgehalt, wie wir es in Versuch 3/26 schon kennengelernt haben. Mennige mit Salzsäure erwärmt gibt Sauerstoff ab, und dieser verbindet sich mit dem Wasserstoff der Salzsäure, so daß Chlor aufsteigt und schließlich weißes Bleichlorid entsteht.

36. Umgekehrt oxydiert Mennige beim Erhitzen mit Salpetersäure zu einer noch höheren Oxydationsstufe, nämlich Bleisuperoxyd = PbO_2. Dieses ist braunrot. Wenn wir Mennige mit Salpetersäure kochen, kann diese Braunfärbung zur Erkennung dienen.

37. Nicht alle Malfarben sind Körperfarben in dem Sinne, wie wir sie jetzt untersucht haben. Manche Farben können dadurch entstanden sein, daß man einen an sich weißen pulverigen Stoff mit einer farbigen Flüssigkeit tränkt.

Farbige Kreiden sind häufig weiße Kreiden mit Farblösungen getränkt. Die Farblösungen sind meist künstlich hergestellt, d. h. Teerfarben. Die meisten derartigen Farbstoffe lösen sich in Alkohol, also auch in Spiritus. Wir zerdrücken je 1 cm^3 verschiedener farbiger Kreiden und legen sie einige Zeit in Probiergläser mit Spiritus. Der Grundstoff Kreide setzt sich zu Boden und der Farbstoff bleibt in der klaren Lösung. Wenn die Lösung nach langem Stehen gefärbt bleibt, ist das Vorliegen von Teerfarben erwiesen.

38. Als Farbträger kann außer Kreide (= kohlensaurer Kalk) auch Gips oder Magnesiumoxyd (Magnesia) oder Bariumsulfat dienen. Durch Aufträufeln von Salzsäure stellen wir fest, ob Kreide als Kalziumkarbonat aufbraust; wenn dies nicht der Fall ist, sind andere Stoffe als Grundlage für die Färbung mit Teerfarben verwendet worden.

39. Auch bei der Untersuchung von Farbstiften wird man die Beobachtung machen können, daß sie aus Stoffen bestehen, die mit Teerfarben gefärbt sind.

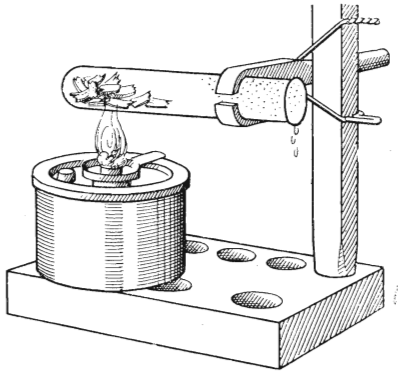
18. Untersuchung des Holzes

Wir haben unsere bisherigen Versuche zumeist an Salzen, Gesteinen und zuletzt an Farbkörpern vorgenommen, also an Stoffen, die der unbelebten Natur entstammen. Man glaubte früher, daß die Gesetze der Chemie nur für diese unbelebten Stoffe gelten und unterschied eine besondere Chemie der Lebewesen als organische Chemie von der unorganischen Chemie. Erst seit Friedrich Wöhler in Jahre 1828 den sonst nur im lebenden Tierkörper entstehenden Harnstoff aus Kalk, Kohlenstoff usw. also aus rein mineralischen Stoffen, herzustellen vermochte, ist erwiesen, daß auch die Stoffe

des Pflanzen- und Tierreichs aus denselben Elementen aufgebaut sind und ähnlichen Gesetzmäßigkeiten unterliegen.

Wir können es daher wagen, unsere Untersuchungen auf Stoffe aus dem Pflanzen- und Tierreich auszudehnen.

1. Als erstes untersuchen wir ein Stück recht trockenes Holz, etwa einen Splitter, den wir von einer alten Kiste abgesprengt haben. Durch die lange Lagerung wird dieses Holz sicher ganz ausgetrocknet sein. Wir legen ein 5 cm langes Stück in ein waagrecht befestigtes Probierglas und erhitzen es mit der Spiritusflamme. Das Probierglas beschlägt sich innen mit Wasser, das somit noch in dem trockensten Holz enthalten sein muß. Bei weiterem Erhitzen wird die Flüssigkeit durch allmähliches Zersetzen des Holzes bräunlich, und es verbreitet sich ein brenzliger Geruch. Der Holzsplitter wird nach und nach schwarz. Wenn die Entwicklung von Dämpfen aufgehört hat, lassen wir das Holzstück herausgleiten.



2. Es ist schwarz. Unsere Vermutung geht auf Kohlenstoff, denn dieser ist schwarz und brennt mit Glut. Wir halten das schwarz gewordene Holzstück mit den Enden in die Flamme, es beginnt zu glühen und glüht außerhalb der Flamme noch längere Zeit weiter. Holz enthält tatsächlich *Kohlenstoff*.

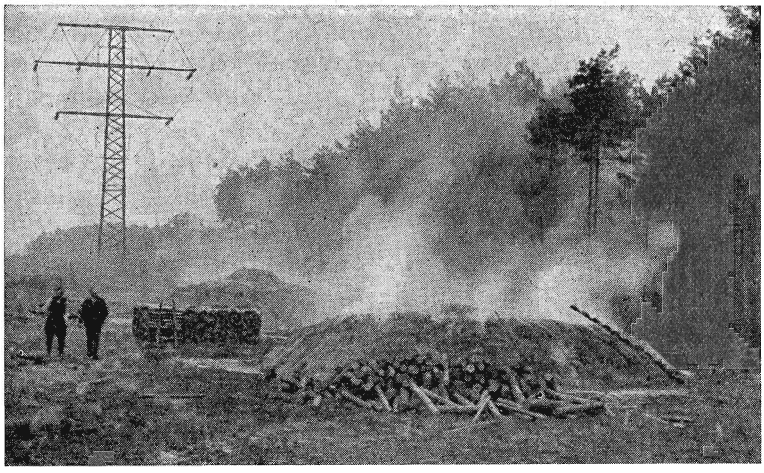
3. Unser Holzstück ist also durch Austreiben des Wassers zu Holzkohle geworden. Man bezeichnet den Vorgang unseres Versuches als *trockene Destillation*.

Weil Holzkohle ein reinerer Brennstoff ist als z. B. Holz, hat man sie früher zur Heizung der Bügeleisen verwendet, auch für Schmiedefeuer und sogar zur Beschickung der Hochöfen. Um den gewaltigen Bedarf an Holzkohle zu decken, wurde die Verkohlung in den Wäldern, in sogenannten Kohlenmeilern, vorgenommen. Abbildung S. 106. Das aufgeschichtete Holz wurde mit Erde luftdicht bedeckt und im Innern ein kleines Feuer unterhalten, dessen Hitze die Destillation bewirkte. Dabei rannen die flüssigen Bestandteile als häßliche Brühe unter dem Meiler hervor.

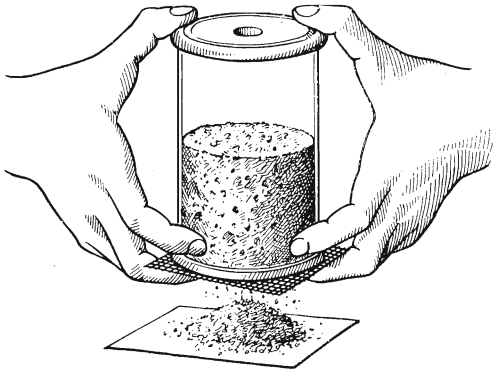
Die im vorhergehenden Versuch dem abdestillierten Wasser beigemengten, teilweise durch Zersetzung entstandenen Stoffe werden wir später untersuchen.

4. Durch unseren Versuch sind in dem Holz Kohlenstoff und Wasser nachgewiesen. Weil Wasser die Elemente Wasserstoff und Sauerstoff enthält, wissen wir, daß Holz in der Hauptsache aus den Elementen Kohlenstoff, Wasserstoff und Sauerstoff zusammengesetzt ist. Wasserstoff und Sauerstoff sind ausgetrieben worden, während der Kohlenstoff zurückblieb.

5. Wir können den zurückgebliebenen Kohlenstoff vernichten, indem wir ihn verbrennen. Dazu erhitzen wir ein Ende unserer selbstgemachten Holzkohle in der Flamme zum Glühen und lassen die Glut, ohne sie durch Blasen anzufachen, außerhalb der Flamme allmählich erlöschen. Wir betrachten die geglühte Stelle und bemerken einen weißen Anflug von *Asche*. Diese enthält in geringer Menge noch einige Bestandteile des Holzes, die wir vor der Vernichtung des Kohlenstoffes nicht sehen konnten. Diese Bestandteile haben der Verbrennung widerstanden. Es sind nämlich Mineralien, Gesteinsteile, die die Pflanze durch die Wurzeln aus dem Boden aufgenommen hat. Unser Ziel ist jetzt, festzustellen, welche Mineralstoffe in der Pflanzenasche enthalten sind.



6. Statt der geringfügigen Aschenmenge des vorhergehenden Versuchs beschaffen wir uns aus einem Ofen ein Trinkglas voll Holzasche, oder wir sammeln nach und nach ebensoviel Zigarrenasche. Holzasche muß vor der Verwendung gesiebt werden. Die Abbildung erläutert, wie unser Drahtnetz zusammen mit dem Wassergefäß eine gute Anordnung dazu abgibt. Wir verwenden nur die feine Asche, die durch das Sieb gegangen ist. Den Rest mit den noch unverbrannten Holzteilchen usw. schütten wir weg.



7. Wir füllen die Kochflasche zu zwei Drittel mit Wasser, das wir auf dem Drahtnetz über der Flamme erwärmen, und streuen nun die Holzasche hinein, nachdem die Flamme weggenommen wurde. Wenn man die Flasche zusammen mit der Asche erhitzt, springt sie. Die Masse soll mit dem Glasstab umgerührt werden.

Das heiße Wasser löst alle Aschenbestandteile, soweit sie löslich sind.

8. Die Aschenlösung gießen wir nun auf einen Filter und fangen die durchfließende Flüssigkeit in der Porzellanschale und in einigen Probiergläsern auf. Auf dem Filter bleiben die unlöslichen Aschenteile. Um die löslichen Bestandteile zu gewinnen, verdampft man das Wasser und gibt nach und nach auch die in den Probiergläsern aufgehobenen Teile des Filtrats hinzu. Wenn die Lösung zu stoßen beginnt, und schon deutliche Mengen Salz sich am Grunde der Schale abgelagert haben, deckt man mit einem Uhrglas zu und verdampft den Rest bis zum Trocknen.

9. Weil das Eindampfen der großen Flüssigkeitsmengen einige Zeit dauert, beschäftigen wir uns inzwischen mit dem auf dem Filter gebliebenen unlöslichen Teil der Aschensalze. Wir falten den Filter auseinander und bringen die dunkle Aschenmasse so gut es geht in die Kochflasche.

10. Was geschieht, wenn man auf den Rückstand einen Tropfen Salzsäure fallen läßt? Das Aufbrausen zeigt ein Karbonat an, das unlöslich sein muß, sonst wäre es durch den Filter geflossen.

Als lösliches Karbonat ist uns die Soda bekannt. Vom *Kalkstein* wissen wir, daß er ein unlösbares Karbonat darstellt. Wir vermuten daher, daß in der Aschenmasse unlöslicher Kalkstein enthalten ist. Diesen verwandelt man in lösliches Kalziumchlorid, indem die Masse so lange mit Salzsäure übergossen wird als noch ein Brausen erfolgt. Wir wollen auch darauf achten, welcher Geruch gleich zu Beginn der Salzsäurezugabe auftritt. Später könnte er nicht mehr wahrgenommen werden.

Wenn ein Geruch nach Schwefelwasserstoff auftritt, wissen wir, daß Sulfide zugegen sein müssen. Dies ist nur möglich, wenn in der Pflanze das Element *Schwefel* enthalten war. Schwefel wäre somit als weiterer Bestandteil der Pflanze nachgewiesen.

11. Wenn im vorhergehenden Versuch das Brausen aufgehört hat, ist alles Karbonat in Chloride verwandelt.

Um nun den als Chlorid in Lösung gegangenen Kalk von den übrigen unlöslichen Teilen zu trennen, wird filtriert. Jetzt ist das Kalziumchlorid mit anderen Chloriden im Filtrat enthalten. Der Rückstand auf dem Filter ist auch merklich geringer geworden, weil eben der Kalk davon weggelöst wurde. Es scheint, daß ein ziemlich großer Teil der Asche aus unlöslichem Kalkstein bestand.

12. Es bleibt noch zu beweisen, daß das umgewandelte Karbonat auch wirklich Kalziumkarbonat war.

In Versuch 10/12 hatten wir durch Eingießen von Schwefelsäure in die Kalziumchloridlösung einen Niederschlag von Gips erhalten. Wenn dies wieder eintritt, ist das Vorhandensein von Kalk sicher nachgewiesen. Man gieße etwas Schwefelsäure in die Lösung.

13. Gips ist fast unlöslich, läßt sich also durch Filtrieren von der Flüssigkeit trennen. Nachdem dies geschehen, sind wir sicher, daß keinerlei Kalziumverbindungen mehr im Filter enthalten sein können, aber es läßt sich denken, daß noch andere, vorher unlöslich gewesene Stoffe als Chloride in das Filtrat übergegangen sind, z. B. Eisenverbindungen als Eisenchlorid, Magnesiumverbindungen als Magnesiumchlorid usw.

Zu einem Teil gebe man etwas aufgelöstes gelbes Blutlaugensalz (Röhrchen 102), dem zweckmäßig einige Tropfen Salpetersäure beigefügt werden. Blutlaugensalzlösung gibt mit Eisensalzen Blaufärbung. Wenn wir dies beobachten können, ist bewiesen, daß in der Pflanzenasche *Eisen* enthalten ist.

(14.) Spinat gilt als besonders eisenreich. In der Asche von Spinatblättern, die durch Salzsäure aufgelöst wurde, kann nach Filtrieren der Nachweis in obiger Weise geleistet werden.

(15.) Auch Blut enthält Eisen. Zum Nachweis erhitzt man in der Porzellanschale 3 ccm Tierblut, bis es unter Ausstoßung übelriechender Dämpfe verkohlt. Dann gibt man nach Abkühlen der Porzellanschale zum Auflösen des Eisens Salzsäure hinzu und filtriert. Im Filtrat gibt Blutlaugenlösung wie oben Blaufärbung.

16. Inzwischen sind die löslichen Aschensalze zu Ende eingedampft. Wir haben in der Schale ein schmutzig aussehendes Salz. Das Salz ist bekannt unter dem Namen *Pottasche*. Es wurde früher von den Bäuerinnen durch Eindampfen von Aschenlösung in Töpfen bereitet (Pott = Topf) und zum Waschen verwendet. Durch Glühen der Pottasche auf dem Deckel einer Blechdose wird das Salz schön weiß.

17. Was ist Pottasche? Wir nehmen die Hälfte der Salzkruste auf ein Papierblatt heraus und übergießen eine kleine Probe davon in einem Probierglas mit Salzsäure. Das Aufbrausen beweist, daß Pottasche ein Karbonat ist.

18. Die Flammenfärbung sollte noch zeigen, welches Metall in dem Salz steckt. Weil möglicherweise noch andere Salze in der Masse enthalten sind, ist die gelbe Flamme auch noch durch das blaue Glas zu betrachten. Wenn die blaue Flammenfärbung bestehen bleibt, ist Kalium nachgewiesen. Siehe Versuch 5/40. Neben geringer Menge Natriumsalz ist die Masse in der Hauptsache *Kaliumkarbonat* = K_2CO_3.

19. Wir erinnern uns, daß Soda, Na_2CO_3, beim Herumliegen an der Luft zu einem trockenen Pulver zerfiel. Wir lassen ein Viertel der eben hergestellten Pottasche auf einem Uhrglas einen Tag an der Luft liegen. Sie scheint sich gerade entgegengesetzt zu verhalten wie die Soda, eher in der Art wie das Kalziumchlorid in Versuch 10/9. Pottasche ist wassergierig oder hygroskopisch.

20. Wir können das wassergierige Aschensalz auf einem Uhrglas mit Wasser übergießen und so wieder auflösen. Die eine Hälfte der Lösung wird für Versuch 21 zurückgestellt. In die andere lassen wir einen Tropfen Silbernitratlösung (Glas 59) fallen. Der weiße Niederschlag ist seit Versuch 16/1 das Erkennungszeichen eines Chlorids. Die Asche enthält auch ein Chlorid, nämlich Natriumchlorid = Kochsalz, also das *Element Cl.*

21. In Versuch 8/6 haben wir uns eine Ammoniummolybdatlösung (Röhrchen 106) mit Zusatz von Salpetersäure bereitet. Wir haben sie zum Nachweis der Phosphorsäure benutzt. Wenn man sie mit einem phosphorhaltigen Stoff zusammen erwärmt, entsteht eine gelbe Trübung.

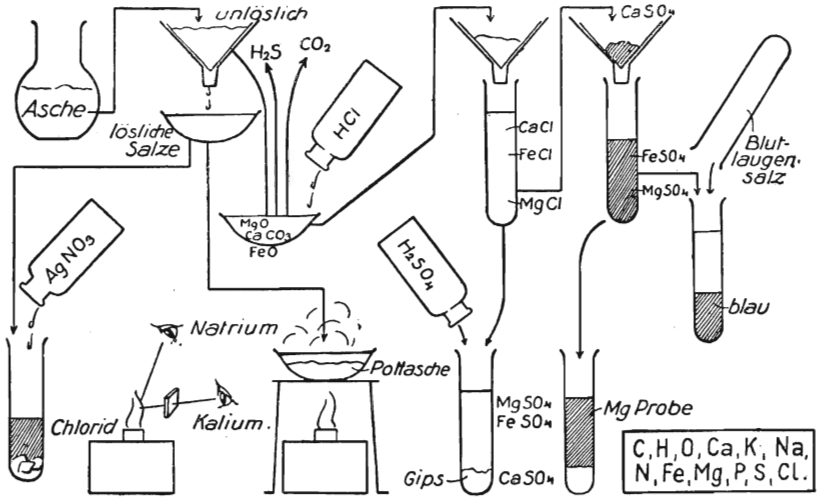
Wir geben zum zweiten Teil der Aschenlösung aus Versuch 20 eine gleiche Menge Ammoniummolybdat-Salpetersäurelösung und erwärmen. Die eintretende Gelbfärbung beweist, daß in der Asche Phosphorsäure, also das Element *Phosphor* enthalten ist.

22. Nach Anweisung des Versuches 16/29 könnte in der Asche noch *Magnesium* nachgewiesen werden, das ebenfalls in der Pflanze enthalten ist.

23. Es bleibt noch ein Stoff in den Pflanzen nachzuweisen, der uns bisher entgangen ist. Hierzu mischen wir etwas Sägemehl mit ebensoviel pulverigem, gebranntem Kalk (Glas 58), geben diese Mischung in ein Probierglas, setzen Stopfen mit Ableitungsrohr darauf und erhitzen. Es entweicht ein Gas; dem Geruch nach ist es Ammoniak NH_3. Der gebrannte Kalk hat den Wasserstoff H geliefert und N des Ammoniaks muß dem Sägemehl entstammen. *Stickstoff* ist ein ständiger Bestandteil der Pflanze, namentlich der sogenannten Eiweißstoffe.

Daß das Gas wirklich Ammoniak ist, kann in der aus Versuch 12/21 bekannten Weise mit einem in Salzsäure getauchten Stab nachgewiesen werden. Ferner wissen wir, daß Ammoniakgas rotes Lackmuspapier blau färbt. Man halte solches an die Mündung der Röhre. Es färbt sich blau.

24. Die Abbildung stellt den Gang unserer Aschenuntersuchung dar, die als Bestandteile die rechts unten verzeichneten Elemente ergab. Man vergegenwärtige sich an Hand der Zeichnung nochmals den Arbeitsgang. Alle diese Elemente könnten nicht nur in der Holzasche, sondern in jeder beliebigen Pflanzenasche als nie fehlende Bestandteile nachgewiesen werden.



Wir fassen zusammen:

Alle Pflanzen bestehen zu 50—70% aus Wasser, die Hälfte der Trockensubstanz, also 15—20%, ist Kohlenstoff. **A**

Die Pflanzenasche enthält die unverbrennbaren mineralischen Bestandteile der Pflanzen, die sie durch die Wurzeln aufgenommen haben. **B**

Alle Pflanzen enthalten die Elemente C, H, O, Ca, K, Na, N, Fe, Mg, P, S und Cl als nie fehlende Bestandteile. **C**

19. Die Ernährung der Pflanze

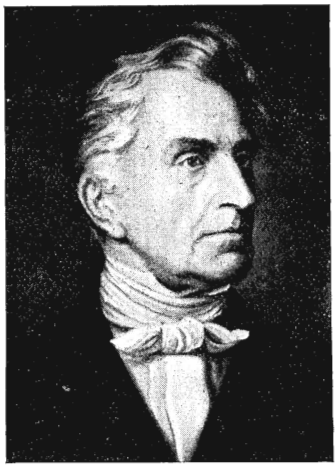
Die Untersuchungen des vorhergehenden Abschnittes haben ergeben, daß sich pflanzliche Körper in der Hauptsache aus Wasser und Kohlenstoff zusammensetzen, daneben kommen in kleinerer Menge Kalziumkarbonat, Phosphorsäure, Kochsalz und viele andere mineralische Stoffe vor. Den Kohlenstoff nehmen die Pflanzen mit Hilfe der Blätter aus der Luft auf, das Wasser und die Mineralbestandteile finden die Wurzeln im Erdboden.

Wenn auch der Kohlenstoff aus der Luft und das aus dem Boden aufgenommene Wasser weitaus den größten Teil des Gewichtes der Pflanze ausmachen, so sind die durch Untersuchung der Asche aufgefundenen Mineralbestandteile

Ca, K, P, N, Fe, Mg, S, Cl

für das Leben der Pflanze ebenfalls unentbehrlich.

Justus von Liebig hat gezeigt, daß diese Mineralbestandteile ebenfalls als Nährstoffe betrachtet werden müssen und daß eine Pflanze nicht leben kann, wenn es den Wurzeln nicht gelingt, aus der Erde alle diese Stoffe in löslicher Form aufzunehmen. Anderseits zeigen die Meerespflanzen, daß die Wurzeln auch ohne Erde auskommen, weil das Meerwasser eine Lösung aller möglichen Salze darstellt.



Justus von Liebig 1803—1873

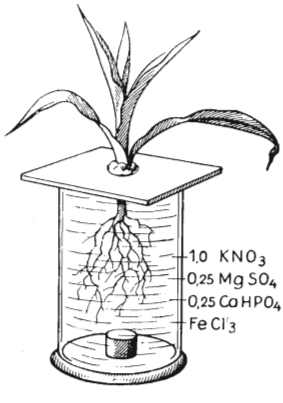
Wenn wir die Wurzeln einer Pflanze in eine Lösung tauchen lassen, die alle obigen Bestandteile enthält, kann auch eine Landpflanze ohne Berührung mit der Erde wachsen und gedeihen.

1. Wir beschaffen uns zuerst passende junge Pflänzchen. Am besten legen wir Maiskörner oder Bohnen einige Zeit in einen Teller mit feuchtem Sägemehl. Sie beginnen zu keimen. Wenn die Keimlinge einige Zentimeter lang sind und schon einige Blätter getrieben haben, benutzen wir sie für unsere Versuche.

Die Keimlinge würden auch ohne Wurzelnahrung bei Aufnahme von reinem Wasser noch einige Zeit wachsen, weil sie in den Samenkörnern als Wegzehrung für die ersten Lebenswochen einen Vorrat an Nährstoffen mitbekommen haben. Besonders glücklich sind dabei die Bohnen ausgestattet, die ihre Nahrungsbeutelchen sogar über die Erde hinaus heben, um sie vorläufig noch als Blätter gebrauchen zu können. Eines unserer Bohnenpflänzchen wollen wir im Sägemehl aufwachsen lassen. Die anderen unterwerfen wir einer planmäßigen Ernährung, indem wir sie in Lösungen setzen, die alle oder nur einen Teil der in den Versuchen als notwendig erkannten Nährstoffe enthalten.

2. Wir wiegen folgendes ab:

1,0 g KNO_3, Salpetersalz aus Glas 57,
0,25 g $MgSO_4$, Magnesiumsulfat aus dem Röhrchen 94, hergestellt in Versuch 5/27,
0,25 g $CaHPO_4$. Kalziumphosphat aus dem Röhrchen 107.



Diese Stoffe lösen wir in 1 Liter Regenwasser oder Schneewasser und fügen noch 3 Tropfen Eisenchloridlösung, $FeCl_3$, aus dem Röhrchen 111 hinzu.

Wir sehen aus den Formeln, daß die vier Salze alle Elemente enthalten, die für das Gedeihen der Pflanze unentbehrlich sind:

Salpetersalz	enthält K und N
Magnesiumsulfat	enthält Mg und S
Kalziumphosphat	enthält Ca und P
Eisenchlorid liefert noch	Fe und Cl

Die Lösung enthält somit alle erforderlichen Nährstoffe.

3. Wir setzen den Keimling, der eine 2 cm lange Wurzel haben soll, in das Loch eines Brettchens so ein, daß die Wurzel in die Flüssigkeit eintaucht. Das Korn ist dabei durch den Wattebausch gehalten. Wenn wir das Glas mit der oben bereiteten Nährlösung füllen, so wächst darin die Pflanze, wie wenn sie im Erdboden wurzelte. Gut ist es, jeden dritten Tag eine Minute lang mit dem Glasrohr Atemluft durch die Lösung zu blasen. Verdunstetes Wasser muß nachgegossen werden. Um nicht zu oft die Nährlösung erneuern zu müssen, benützen wir für den Versuch an Stelle unseres Wassergefäßes ein anderes Gefäß von 1 Liter Inhalt.

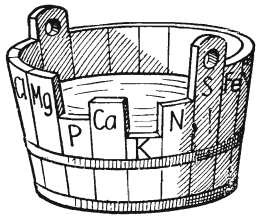
Wir freuen uns an dem guten Gedeihen unserer Versuchspflanze und stellen fest:

Eine Nährlösung aus destilliertem Wasser mit Kalisalpeter, Bittersalz, Kalkphosphat und wenig Eisenchlorid vermittelt der Pflanze alle Bodennährstoffe. **A**

(4.) Um zu zeigen, daß die Pflanze nicht gedeihen kann, wenn auch nur einer dieser Stoffe fehlt, kann man eine zweite Lösung bereiten, in der das Kalium wegbleibt. Man gibt dann statt Kalisalpeter Kalziumnitrat $Ca(No_3)_2$ zu, das wir uns aus Marmor und Salpetersäure selbst herstellen.

(5.) Interessant ist auch, eine dritte Pflanze in derselben Nährlösung des Versuches wachsen zu lassen, bei der man einzig die drei Tropfen Eisenchlorid weggelassen hat. Nach einigen Wochen normaler Entwicklung werden die Blätter gelblich und die Pflanze stirbt ab, weil sie ohne Eisen kein Blattgrün zu bilden vermag.

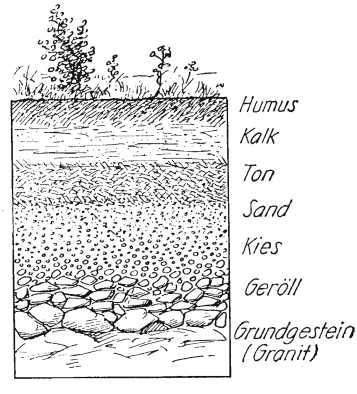
6. Wenn einer der Nährstoffe nicht vollständig fehlt, aber in einer ungenügenden Menge vorhanden ist, wächst die Pflanze nur so lange, bis der in zu geringer Menge verfügbare Stoff aufgebraucht ist. Auch wenn die anderen Nährstoffe überreichlich vorhanden sind, vermögen sie der Pflanze über den Mangel des einen Nährstoffes nicht hinwegzuhelfen. Für das Wachstum der Pflanze gilt das von Liebig aufgestellte *Gesetz des Minimums*, das heißt:



Die Entwicklung der Pflanze ist in erster Linie durch den Nährstoff bestimmt, der in verhältnismäßig geringster Menge verfügbar ist. **B**

Das Gesetz des Minimums sei veranschaulicht durch das Beispiel eines Wasserkübels, dessen Brettchen verschieden hoch sind. Die Füllungsmöglichkeit richtet sich nur nach dem Brettchen von geringster Höhe. Die größere Höhe der übrigen Brettchen vermag den Fassungsgehalt des Kübels in keiner Weise zu erhöhen.

(7.) Die Nährstoffe, die die Pflanze benötigt, entnimmt sie durch die Wurzel dem Boden. Als Boden bezeichnet man die obersten, durch Verwitterung fein zerkleinerten Erdschichten Dem Fortschreiten der Verwitterung entsprechend findet man zu unterst im Boden das Grundgestein, darüber zerfallendes Gestein, weiter oben als feine, zerkleinerte Bestandteile den Sand, vermischt mit Ton und Kalk. Die oberste Schicht aus verwesten Pflanzenresten ist schwarz und heißt Humus.



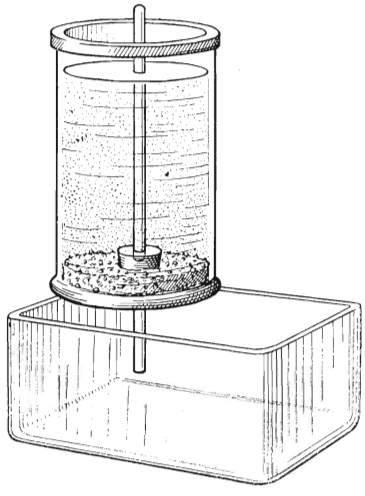
Wenn das Grundgestein Granit war, der aus Feldspat, Quarz und Glimmer besteht, so zerfällt es bei der Verwitterung in die Körner dieser Bestandteile. Die Quarzkörner (SiO_2) sind völlig unlöslich und bilden den Sand. Das darin enthaltene Element Silizium ist für die Pflanzen entbehrlich. Der Feldspat von der Formel $AlK(SiO_6)$ und der Glimmer von der Formel $AlK(SiO_4)$ verwittern weiter und geben als Endprodukt den Ton. Dieser hat etwa die Zusammensetzung $Al_2H(Si_2O_3)$. Wenn der Ton mit viel Kalzium, Eisen und Magnesiumverbindungen verunreinigt ist, heißt er Lehm.

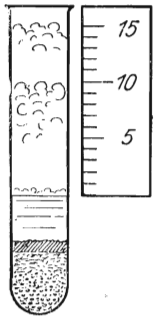
(8.) Um den Boden zu untersuchen, machen wir im Garten einen 20 cm tiefen Spatenstich und entnehmen, nach der Abbildung in der Pfeilrichtung darüber streichend, zwei Löffel Erde. Diese breiten wir auf ein Papierblatt aus und trocknen sie an der Sonne oder am Ofen. Nach dem Trocknen zerreibt man die Bodenprobe, bringt sie in das Wassergefäß und deckt die Öffnung mit dem Drahtnetz. Wir drehen das Gefäß um; durch anhaltendes Schütteln fällt Feinerde

durch das Sieb, sie wird so von der Groberde getrennt. Je größer der Anteil an Feinerde ist, um so besser ist der Boden.

(9.) Wir kochen einen Löffel Feinerde, unter Nachgießen des verdampften Wassers, in der zu ¾ gefüllten Kochflasche unter ständigem Umrühren etwa zehn Minuten lang. Dann füllen wir ein Probierglas bis dicht unter den Rand mit der vor dem Umgießen besonders gut aufgerührten Aufschwemmung. Wenn wir das Probierglas ruhig stehen lassen, setzen sich zuerst der gröbere, dann der feinere Sand, und erst nach vielen Stunden die tonigen und die lehmigen Bestandteile. Zu oberst scheidet sich eine dünne Schicht Humus ab.

(10.) Man kann die Aufschwemmung auch so durchführen, daß die Bodenbestandteile getrennt aufgenommen werden können. Wir versehen das große Wassergefäß von innen her mit Gummistopfen und kurzem Ableitungsrohr. Als Verschluß ist der Glasstab von oben ½ cm tief in die Bohrung des Stopfens gesteckt. Wir füllen den Rest des aufgekochten Bodens in das Gefäß und füllen es bis nahe zum Rand mit kaltem Wasser auf. Dann rühren wir die Mischung recht gründlich um und lassen sie ruhig stehen. Nach 8 Minuten haben sich der Grobsand und der Feinsand abgesetzt, und in dem immer noch trüben Wasser schweben nur noch die feinen Ton- und Humusteilchen. Durch Ausziehen das Glasstabes geben wir die Öffnung frei und lassen das Wasser mit dem Ton in den etwas schräg unterstellten Trog abfließen. Nach einigen Stunden wird sich der Ton in der untern Ecke des Troges niederschlagen.





(11.) Wir können auch noch den Feinsand vom Grobsand trennen, indem wir nochmals mit Wasser auffüllen, gut aufrühren, nur 15 Sekunden absetzen und dann das Wasser ablaufen lassen. Dann scheidet sich der Feinsand erst im Wassertrog aus. Der Grobsand ist im großen Gefäß. Wir betrachten den Grobsand mit der Lupe und erkennen ihn als fettglänzende Körnchen von Quarz, wie sie z. B. aus der Verwitterung von Granit entstehen.

(12.) Um in einer Bodenprobe Kalk nachzuweisen, übergießt man sie mit Salzsäure. Aufbrausen beweist das Vorhandensein von Kalk. Die Menge des Kalkes kann in folgender Weise abgeschätzt werden:

Man füllt in ein Probierglas 2 g getrocknete, fein zerriebene Erde und gibt dazu so viel Wasser, daß es ½ cm über der Bodenprobe steht. Jetzt gießt man noch die gleiche Menge verdünnter Salzsäure zu und schüttelt gut um. Die Höhe des entstehenden Schaumes läßt die Menge des vorhandenen Kalkes erkennen.

Weißer Schaum nur an der Oberfläche	=	¼—½ %	Kalkgehalt,
Schaumdecke von 0,5— 1 cm Höhe	=	1— 2 %	Kalkgehalt,
Schaumdecke von 1— 5 cm Höhe	=	2—10 %	Kalkgehalt,
Schaumdecke von 5—10 cm Höhe	=	10—20 %	Kalkgehalt,

(13) Genauer würde eine Kalkbestimmung, wenn man das entstehende Kohlendioxyd in einem Probierglas unter Benützung des Winkelrohres auffangen würde. Eines unserer Probiergläser (von 115 mm Länge und 19 mm ⌀ des Hohlraums) voll Kohlendioxyd entspricht etwa 0,1 g Kalkgehalt.

(14.) Die zur Austreibung des Kohlendioxyds mit Salzsäure behandelte Bodenprobe können wir noch zum Nachweis von Eisen und Phosphorsäure verwenden. Wir filtrieren davon in zwei Probiergläser ab. Zu der einen Lösung gießen wir Blutlaugensalzlösung, die durch Blaufärbung Eisengehalt anzeigt. Mit der andern Lösung machen wir die Phosphorprobe mit Ammoniummolybdat-Salpetersäuremischung.

(15.) Der für die Pflanze unentbehrliche Stickstoff ist nicht in den Bodensalzen enthalten, sondern wird durch verwesende Pflanzenteile dem Boden zugeführt. Ähnlich wie bei der trockenen Destillation entstehen bei der Verwesung gasförmige Verbindungen, z. B. Ammoniak und Salpetersäure. Durch den verbleibenden Kohlenstoff wird die Masse dunkel und heißt dann *Humus*.

Zum Nachweis der Humussäuren pressen wir Lackmuspapier eine halbe Stunde lang auf eine humusreiche Bodenprobe, indem wir mit einer Glasplatte und darauf gelegtem Gewicht belasten. Rotfärbung deutet sauren Boden an.

(16.) Humussäuren zeigen sich auch noch dadurch an, daß eine Bodenprobe, wenn sie im Probierglas mit zehnfach verdünntem Salmiakgeist übergossen wird, die Flüssigkeit braun färbt.

(17.) Stickstoff ist im Bodenhumus teilweise als Ammoniak enthalten. Wir bringen etwas Humus in die Porzellanschale und legen dicht darüber rotes Lackmuspapier. Wir erwärmen den Humus; bald wird das Lackmuspapier blau, weil aus dem Humus Ammoniak aufsteigt.

(18.) Die so im kleinen nachgewiesenen Nährstoffe sind in einem Feld von 1 Hektar Ausdehnung unter Annahme einer 30 cm tiefen Schicht anbaufähiger Ackererde bei mittelgutem Boden doch in beträchtlicher Menge enthalten, nämlich:

395 dz Kalk, 150 dz Kali, 45 dz Phosphorsäure.

Durch Untersuchung der Asche von Kulturpflanzen hat man festgestellt, daß sie die Nährstoffe in ganz verschiedenen Mengen aufnehmen. Manche entziehen dem Boden in der Hauptsache Phosphorsäure, manche mehr Kalium oder andere wieder mehr Kalk.

Durch eine mittlere Ernte werden 1 ha Boden jährlich entzogen:

	Kalk	Kali	Phosphor	Stickstoff
von Getreide	0,18 dz	0,57 dz	0,22 dz	0,62 dz
von Kartoffeln	0,24 dz	1,55 dz	0,44 dz	0,96 dz
von Luzerne	2,50 dz	1,44 dz	0,52 dz	2,30 dz

Kartoffeln sind also besonders starke Kaliverbraucher. Immerhin enthält ein Boden nach obiger Aufstellung 150 dz Kali, das also für 100 Kartoffelernten ausreichen müßte, wenn alles Kali in löslicher Form vorliegen würde. Dies ist jedoch nicht der Fall, sondern tritt erst allmählich durch Fortschreiten der Verwitterung ein. Es ist daher möglich, daß ein Boden durch Anpflanzen von Kartoffeln an Kali verarmt. Bei Anpflanzung von Getreide wird eher Mangel an Stickstoff eintreten.

Die durch die Ernte entnommenen Nährstoffe müssen als Dünger wieder ersetzt werden. Kartoffeln verlangen offenbar Kalidünger, Getreide benötigt eher Stickstoffdünger.

19. Liebig ist durch seine Untersuchungen der Begründer der künstlichen Düngung. Durch diese kann man die dem Boden abhanden gekommenen Nährstoffe wieder ersetzen und so den Ertrag bedeutend erhöhen.

Durch die künstliche Düngung mit Kalksalz, Kalisalz, Stickstoff und phosphorsäurehaltigen Salzen kann der Ertrag eines Bodens bis auf das Zweifache des ungedüngten gesteigert werden. **C**

(20.) Als *Stickstoffdünger* dienen Natronsalpeter, Chilesalpeter, Kalksalpeter, Leunasalpeter, schwefelsaures Ammoniak, künstlicher Harnstoff, Kalkstickstoff.

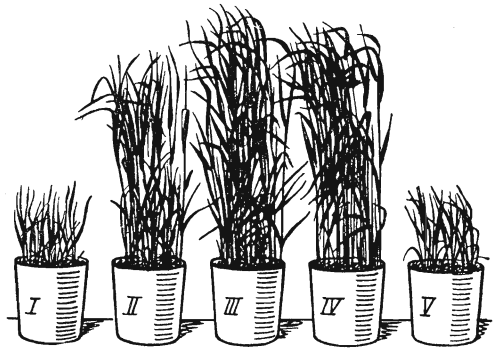
Als *Kalidünger* kommen zur Verwendung Kainit, Kaliumchlorid, Karnallit, schwefelsaures Kali, Kalisalpeter.

Phosphorsäure wird geliefert durch Superphosphat, Thomasmehl, Knochenmehl, Rhenaniaphosphat.

Kalkarme Böden düngt man mit Gips, gelöschtem Kalk und Kalziumkarbonat.

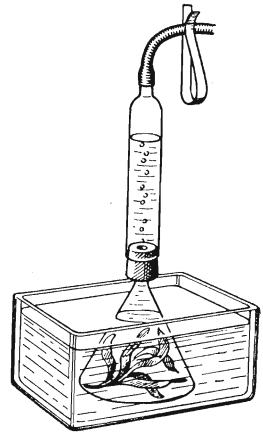
Wenn mehrere Nährstoffe fehlen, verwendet man Dünger wie Kalkammonsalpeter, Nitrophosphat, Kalkstickstoff, Kalksalpeter.

Sollten uns einige dieser Düngemittel zur Verfügung stehen, so machen wir damit die uns bekannten Proben auf Kalium, Salpetersäure, Ammoniak, Kalzium und Phosphorsäure.



(21.) Die Wirksamkeit der Dünger zeigt sich am besten in einem Wachstumsversuch. Die Abbildung zeigt Hafer, der in gleicher Weise in fünf Töpfe gepflanzt wurde. Der erste Topf ist ungedüngt. Der zweite Topf ist gedüngt mit Kali und Stickstoff, der dritte mit Kali, Stickstoff und Phosphor, der vierte mit Stickstoff und Phosphor ohne Kali, der fünfte mit Kali und Phosphor ohne Stickstoff. Man sieht, daß die Beifügung aller drei Nährstoffe das beste Wachstum in Topf III ergibt. Das geringere Wachstum in Topf V zeigt, daß es dem Boden hauptsächlich an Stickstoff fehlt.

22. Bei aller Bedeutung dieser Nährstoffe darf nicht vergessen werden, daß als Hauptbestandteil der Pflanze Kohlenstoff festgestellt worden ist. Diesen nimmt die Pflanze aus der Luft auf.



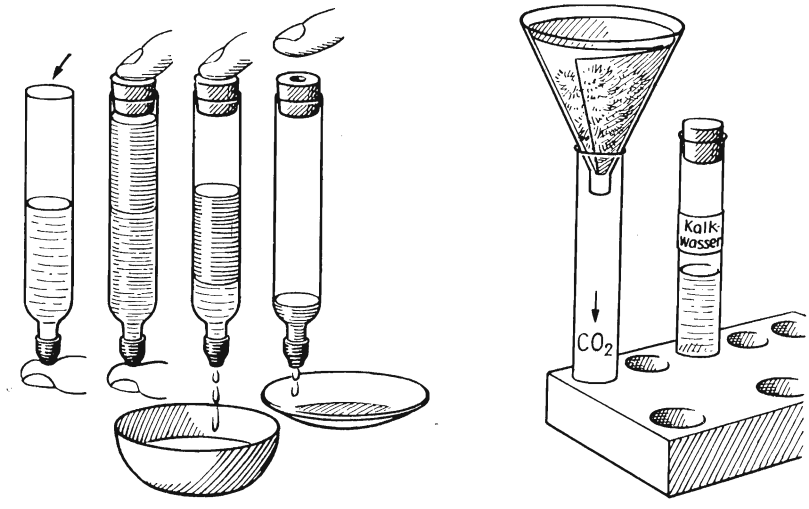
Wasserpflanzen, die gewohnt sind unter Wasser zu leben, bringt man unter den Trichter, der auf den Boden des Troges gestellt wurde; dann füllt man den Trog mit stark kohlendioxydhaltigem Wasser. Am besten erhöht man den Kohlendioxydgehalt dadurch, daß man während 5 Minuten mit dem Glasrohr Atmungsluft hindurchbläst, oder durch Erhitzen von Natron in der bekannten Weise Kohlendioxyd erzeugt und mit dem Winkelrohr hineinleitet, siehe Versuch 4/19. Das Glas wird so aufgestellt, daß die Blätter von der Sonne beschienen werden. Bald steigen kleine Bläschen von den Blättern auf. Die Gasblasen sollen aufgefangen werden. Auf den Trichter kommt das Meßrohr mit Gummistopfen und Schlauch. Saugt man am Schlauch, so steigt das Wasser bis zu oberst in das Meßrohr. Dann wird der Schlauch mit einer Klammer zugeklemmt. Die Gasblasen steigen jetzt in das Meßrohr.

Wenn nach einigen Stunden etwa 3 cm hoch Gas gebildet ist, hebt man das Meßrohr mit Stopfen, aber ohne Trichter, heraus, verschließt die Öffnung des Stopfens rasch mit dem Finger und kehrt das Glas um, so daß das eingefüllte Gas nun unter dem Stopfen ist. Dann nimmt man den Stopfen weg und beweist mit einem glimmenden Holzspan, daß das Gas Sauerstoff ist.

23. Die Zerlegung des Kohlendioxyds erfolgt nur beim Auftreffen von Licht und nur in den grünen Blättern; sobald die Blätter des Versuchs in den Schatten gestellt werden, hört die Gasentwicklung auf.

Die Pflanzen nehmen allen Kohlenstoff durch die Assimilation auf, d. h. durch die mit Hilfe der Lichtenergie erfolgende Zerlegung des von den Blättern eingeatmeten Kohlendioxyds. **D**

(24.) Die nicht grünen Pflanzenteile vermögen kein Kohlendioxyd zu zerlegen. An ihnen läßt sich dann beobachten, daß eigentlich die Pflanzen, ebenso wie Menschen und Tiere, Sauerstoff einatmen und Kohlendioxyd ausscheiden. Bringt man die Blütenköpfe von Löwenzahn in die Anordnung der Abbildung, so sinkt das schwere Kohlendioxyd in das Probierglas das schon etwas Kalkwasser enthält. Beim Schütteln trübt sich dieses.



(25). Keimende Bohnensamen, die in den Trichter eingefüllt werden, erzeugen auch Kohlendioxyd, weil sie lebhaft atmen.

(26.) Gewöhnlich überwiegt bei den Pflanzen der durch die *Assimilation* frei werdende Sauerstoff das von der Atmung herrührende Kohlendioxyd, wenigstens solange die Pflanze im Licht steht. Die Sauerstoffaufnahme ermöglicht in der Pflanze auch eine Art Verbrennung, die von schwacher Wärmeentwicklung begleitet ist. In einem Gefäß mit keimenden Bohnen läßt sich durch ein eingesetztes Thermometer oft eine kleine Temperaturerhöhung feststellen.

(27.) In die halb mit Brennspiritus gefüllte Kochflasche gibt man eine Handvoll zerschnittene grüne Blätter und erwärmt bis fast zum Sieden. Vorsicht, daß der Spiritus nicht Feuer fängt! Löschen durch Zudecken! Die grüne Lösung wird filtriert, sie enthält das *Blattgrün* oder *Chlorophyll.*

(28) Gibt man zu der grünen Chlorphylllösung im Probierglas eine gleiche Menge Benzin und schüttelt, so begibt sich alles Blattgrün in den oberen Teil der Flüssigkeit, und im unteren alkoholischen Teil verbleibt der ebenfalls in den Blättern enthalten gewesene gelbliche Farbstoff. Das Blattgrün färbt sich im Sonnenlicht bald schmutzig braun.

Die vorstehende Abbildung zeigt, wie man das Meßrohr als eine Art Scheidetrichter zur Trennung des Alkohols und des Benzins benützen kann. Das unten angesetzte Schlauchstück soll nur die Öffnung verengern.

Der Kohlenstoff wird von den Pflanzen aufgespeichert in Form von Stärke und Zucker. Diese beiden Stoffe sind es, die uns die Pflanzen als wertvolle Nahrungsmittel erscheinen lassen. Unser Interesse gilt vorerst der Stärke.

20/1

Von der Nahrung

Luft, Licht, Feuchtigkeit und günstige Beschaffenheit des Bodens beeinflussen zusammen das Wachstum der Pflanze, und von dem Gedeihen der Pflanze hängt wiederum das Wohlergehen der Tiere und des Menschen ab. Die Pflanzenwelt liefert dem Menschen teils unmittelbar, teils auf dem Umweg über das Tier, die zum Leben notwendige Nahrung.

Man hat genau erforscht, welche Stoffe für die Ernährung des Menschen unentbehrlich sind und welche als zusätzliche Genußmittel zu gelten haben. Die eigentlichen Nährstoffe sind: *Stärke, Zucker, Fett, Eiweiß, Salze,* nebst einer beträchtlichen Menge *Wasser.* Man hat auch festgestellt, daß zur Erhaltung des körperlichen Wohlbefindens diese Stoffe bei mäßiger Tätigkeit in etwa folgenden täglichen Mengen aufgenommen werden müssen:

Stärke und Zucker	400—500 g
Eiweiß	120 g
Fett	50 g

Die Nährstoffe sind in den Nahrungsmitteln in verschiedenen Mengen vorhanden. Unsere Aufgabe besteht darin, den chemischen Aufbau dieser Nährstoffe kennen zu lernen, und außerdem Mittel zu finden, um ihr Vorhandensein in den verschiedenen Nahrungsmitteln nachzuweisen.

Als ersten Nährstoff untersuchen wir die Stärke.

20. Stärke

Die Stärke kennen wir am besten in der Form, wie sie zum Steifen der Wäsche benutzt wird. So rein weiß die Stärke auch aussieht, ist sie doch zusammengesetzt.

1. Wir erhitzen einige Stücke Stärke auf einem Blechdeckel, den wir auf das Kochgestell der Spirituslampe gelegt haben. Wenn Dämpfe aufzusteigen beginnen, halten wir den trockenen Trichter nahe darüber, aber ohne das Blech zu berühren. Der Trichter beschlägt sich innen mit Wasser, das somit in der Stärke enthalten ist. Zuletzt bleibt von der Stärke nur ein schwarzer Rückstand, Kohlenstoff. Daß der Rückstand wirklich Kohle ist, erkennen wir daran, daß er mit Glut verbrennt.

Die Stärke besteht somit aus den Elementen des Wassers, H und O, sowie Kohlenstoff, C. Weitere Elemente sind darin nicht vorhanden. Die genaue Zusammensetzung entspricht der Formel

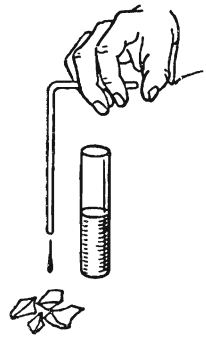
$$\text{Stärke} = C_6H_{10}O_5$$

Weil Wasserstoff in genau doppelter Menge vorhanden ist wie Sauerstoff, also in demselben Verhältnis wie wir es vom Wasser her kennen, bezeichnet man Stärke und ähnliche Verbindungen, bei denen dies Verhältnis auch zutrifft, als Kohlewasserverbindungen oder *Kohlehydrate*.

2. Bevor wir daran gehen, die Stärke in allen möglichen pflanzlichen Gebilden nachzuweisen, suchen wir ein allgemeines Erkennungsmittel für Stärke. Als solches dient uns das *Jod* aus dem Röhrchen 108. Jod ist ein Element, Zeichen J, aber trotz des Metallglanzes kein Metall. Jod ist nicht nur teuer, sondern auch nicht ganz harmlos, es ätzt die Haut. Wir fassen die Jodschüppchen darum nur mit der Zange! Einige davon erhitzen wir in einem Probierglas, hüten uns aber, den entstehenden violetten Dampf einzuatmen! Im kälteren Teil schlagen sich die Dämpfe nieder. *Jod sublimiert*, wie Schwefel und Salmiaksalz.

3. Wir versuchen, die Jodschüppchen in einem halben Probierglas Wasser aufzulösen. Die gelbliche Farbe deutet an, daß etwas gelöst wird, aber offenbar nur wenig, Jod ist in Wasser nur wenig löslich.

4. Schließlich ist Wasser nicht das einzige Lösungsmittel. Versuchen wir es einmal mit Spiritus, 2 cm hoch im Probierglas. Einige hineingegebene Jodschüppchen lösen sich rasch zu einer dunkelbraunen Flüssigkeit. Eine solche alkoholische Lösung heißt *Jodtinktur*. Sie findet wegen ihrer Heilwirkung und als Desinfektionsmittel ärztliche Verwendung.



Für den Stärkenachweis in den folgenden Versuchen ist die Jodtinktur mit der gleichen Menge Wasser zu verdünnen.

5. Mit dem Glasrohr lassen wir einen Tropfen verdünnte Jodtinktur auf ein Stückchen Stärke fallen. Es wird augenblicklich blauschwarz gefärbt. Dies ist das Kennzeichen der Stärke.

Zum Vergleich lassen wir Jodlösung auf ein wie Stärke aussehendes Stückchen Kreide fallen. Es wird entsprechend der Farbe der Jodlösung gelblich, aber nicht blau.

Stärke, $C_6H_{10}O_5$, ist ein Kohlehydrat, sie ist weiß, unlöslich und färbt sich mit Jodlösung blauviolett. **A**

Jod, J, ist ein Element; es bildet metallisch glänzende Schüppchen und sublimiert als violetter Dampf. **B**

Jod ist in Wasser wenig löslich, seine Lösung in Alkohol heißt Jodtinktur. **C**

6. Auf eine kleine Schnitte Brot lassen wir Jodlösung fallen. Es tritt sofort Blaufärbung ein, und so wissen wir, daß in Brot Stärke enthalten ist.

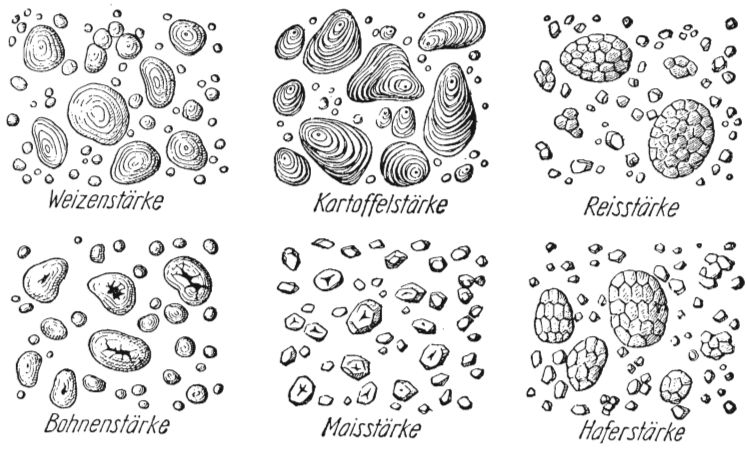
Wenn im Brot Stärke nachgewiesen wurde, muß sie auch schon im Mehl enthalten sein. Wir prüfen mit Jodlösung ein kleines Häufchen Weißmehl. Darum muß sich die Stärke auch schon auf der Schnittfläche eines Weizenkornes nachweisen lassen.

7. Wir suchen mit Jodlösung nach Stärke in einer Scheibe Kartoffel, in Erbsen, Bohnen, zerschnittenen Reiskörnern, in Bananen, reifen und unreifen Äpfeln usw. Wenn bei einzelnen die Blaufärbung auch erst allmählich eintritt, so ist damit doch das Vorhandensein von Stärke nachgewiesen.

8. Während somit Stärke ein im Pflanzenkörper stark verbreiteter Stoff zu sein scheint, so fehlt er doch vollständig im Tierkörper, also im Fleisch. Wurstwaren dürfen mit Jod keine Blaufärbung geben. Versuch!

9. Nicht jede Dame weiß, daß ihr Puder einfaches Stärkemehl ist. Ein Tropfen Jod auf ein kleines Häufchen Puder enthüllt das Geheimnis.

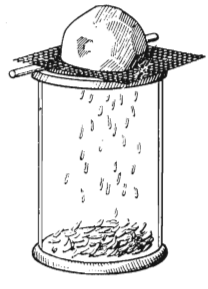
10. Die Jodprobe ergibt keinen Unterschied der Stärke von Weizen, Kartoffeln, Reis oder Bohnen. Wenn wir ein Mikroskop besitzen, können wir kleine Proben dieser Stärkearten mit dem Messer abschaben und je für sich in Wassertropfen bringen, die sich auf dem gleichen Glasstreifen befinden können. Durch die Vergrößerung erkennen wir, daß sich die Stärke aus Körnern zusammensetzt. An der verschiedenen Form der Körner läßt sich die Herkunft der Stärke erkennen.



Wir können Puder mikroskopisch prüfen, oder feststellen, ob Weizenmehl einen Zusatz von Kartoffelmehl erfahren hat. Vielleicht finden sich in der Küche auch noch Mondamin, Maizena oder Kartoffelmehl zur mikroskopischen Untersuchung.

11. Die käufliche Stärke ist noch auf ihre Löslichkeit zu untersuchen. Wir zerdrücken ein Stückchen Stärke zu feinem Mehl und verrühren es in der Kochflasche mit Wasser. Die milchartige Trübung ist nach unserer Erfahrung ein Zeichen, daß keine Lösung erfolgt ist. Schon nach einer Stunde sehen wir die ruhig stehende Flüssigkeit im oberen Teil klar werden, bis zum folgenden Tag hat sich alle Stärke am Boden niedergesetzt. Stärke ist in Wasser unlöslich.

(12.) Die für die Wäsche verwendete Stärke ist meistens aus Kartoffeln hergestellt. Um aus Kartoffeln die reichlich enthaltene Stärke zu erhalten, zerreiben wir eine geschälte rohe Kartoffel zu Brei. In Ermangelung eines Reibeisens legt man den Glasstab über das Wassergefäß, darüber das Drahtnetz, dann kann man darauf die Kartoffel zerreiben. Abbildung. Der Kartoffelbrei wird in ein Stückchen Leinenzeug gefüllt und dann in dem reinen Wasser des Troges geknetet. Die Stärketeilchen dringen durch die Maschen des Leinengewebes, und bis zum folgenden Tage setzt sich ein weißer Stärkebelag auf dem Boden des Gefäßes ab. Man gieße das überstehende Wasser vorsichtig weg.



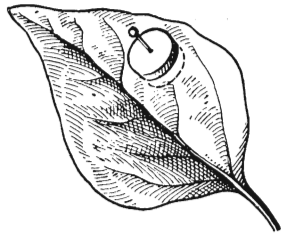
13. In der Porzellanschale rühren wir zerdrückte Stärke mit kaltem Wasser zu ziemlich dickem Stärkebrei an; es kann die Stärke aus Versuch 11 verwendet werden. Unterdessen wird eine halbe Kochflasche Wasser zum Sieden gebracht, und dann gießen wir allmählich heißes Wasser zum Stärkebrei. Es kann etwa siebenmal so viel heißes

Wasser wie Stärkebrei genommen werden. Aus der Stärke entsteht eine schleimige Masse, *Kleister*. Dieser dient als Klebemittel. Man klebe Papierstreifen zusammen.

(14.) Das völlig veränderte Aussehen läßt vermuten, daß der Inhalt überhaupt keine Stärke mehr ist. Man gieße Jodlösung zu etwas Stärkekleister, der aber abgekühlt sein muß. Es entsteht augenblickliche Blaufärbung. Durch das Erhitzen sind die Stärkekörner geplatzt, dadurch kann Jod viel besser an sie herantreten. Gekochte Stärke ist daher auch viel leichter verdaulich.

(15.) Was beobachtet man beim Erwärmen des blauen Kleisters und beim Wiederabkühlen?

(16.) Die Bildung der Stärke erfogt in den grünen Blattzellen der Pflanzen. Wir entfärben Blätter durch Kochen mit Spiritus, siehe Versuch 19/27. Dann betupfen wir die Blätter mit Jodlösung. Wenn sie vor dem Pflücken der Sonne ausgesetzt waren, enthalten sie Stärke.



(17.) Die Stärkebildung erfolgt nur im Licht. Klemmt man ein an der Pflanze befindliches Bohnenblatt zwischen zwei Korkscheiben (siehe Abbildung), so kann sich an der nicht vom Licht erreichten Stelle keine Stärke bilden. Nach Entfernen des Chlorophylls und Färben mit Jod bleibt der verdeckt gewesene Teil hell, wenn das Blatt früh morgens, bevor es von der Sonne beschienen, mit den Korkscheiben versehen und abends abgenommen wurde.

21. Zucker

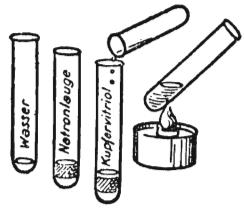
Zu den für unsere Ernährung wichtigen Nährstoffen gehört auch der Zucker. Es gibt verschiedene Arten von Zucker. Alle verraten ihre Anwesenheit dadurch, daß sie mehr oder weniger süß schmecken. Zucker findet sich daher in den süß schmeckenden Früchten, z. B. den Trauben. In unserem Röhrchen 109 ist solcher Traubenzucker enthalten.

1. Wir erhitzen ein kleines Häufchen Traubenzucker auf einem Blechdeckel; ähnlich wie bei der gleichen Behandlung der Stärke sehen wir Wasserdampf entweichen und schwarzer Kohlenstoff bleibt zurück.

$$\text{Traubenzucker} = C_6H_{12}O_6$$

Er besteht ebenfalls nur aus den Elementen Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlenstoff, ist also ein Kohlehydrat.

2. Wir nehmen ein Stück Traubenzucker auf die Zunge und bemerken, daß er weniger süß schmeckt wie der uns bekanntere Zucker des Frühstückstisches. Wenn in den Früchten außer Traubenzucker noch Säuren enthalten sind, wird der süße Geschmack des Zuckers überdeckt. Wir können das Vorhandensein von *Trauben*zucker aber immer durch die *Trommersche Zuckerprobe* nachweisen.



Wir lösen einige Körnchen Traubenzucker in einem Probierglas, das 1 cm hoch Wasser enthält, gießen dazu 1 cm hoch Natronlauge (Flasche 48) und lassen 3 Tropfen einer in einem zweiten Probierglas bereiteten Kupfersulfatlösung (Röhrchen 93) hineinfallen, wodurch die Lösung tief blau wird. Wir schütteln um und erwärmen die Lösung bis zum beginnenden Sieden, doch nicht länger, und beachten die Farbänderung. Die Flüssigkeit wird ziegelrot.

3. Als Gegenprobe gieße man in ein Probierglas 1 cm hoch Wasser, ebensoviel Natronlauge und die 3 Tropfen Kupfersulfat, aber keinen Zucker, und erwärme. Die Lösung wird schwarz. Rotfärbung tritt nur ein, wenn Traubenzucker in der Lösung ist.

4. Traubenzucker wird vor allem in Traubenbeeren vorhanden sein. Um dies zu beweisen, pressen wir einige Tropfen Traubensaft in ein Probierglas, gießen dazu 1 cm hoch Natronlauge und einige Tropfen Kupfervitriol, schütteln um und erwärmen. Durch die prächtige Rotfärbung ist unser Traubenzucker nachgewiesen.

Traubenzucker, $C_6H_{12}O_6$, ist ein Kohlehydrat, schwach süß, gibt mit der Zuckerprobe Rotfärbung. **A**

5. Wir machen ebenso die Zuckerprobe mit etwas Eingemachtem; auch hier ist Traubenzucker vorhanden.

6. Fast alle süßen Früchte verdanken ihre Süßigkeit dem Traubenzucker. Man weise wie oben den Traubenzucker nach in Rosinen, Äpfeln, gedörrten Pflaumen, Feigen usw.

7. Der sprichwörtlich süße Bienenhonig besteht neben Wasser fast nur aus Traubenzucker. Nachweis mit einer ganz kleinen Menge Honigwasser.

(8.) Im Blutwasser, das beim Stehenlassen von Blut im oberen Teil des Probierglases sich ausscheidet, läßt sich in gleicher Weise Traubenzucker nachweisen, der natürlich durch die gegessenen Früchte ins Blut kommt.

(9.) Bei der sogenannten Zuckerkrankheit wird der Traubenzucker des Blutes durch die Nieren ausgeschieden, was bei einem gesunden Menschen nie der Fall sein darf. Der Arzt bedient sich der Trommerschen oder einer ähnlichen Zuckerprobe, um Zucker im Urin nachzuweisen und so das Bestehen der lebenbedrohenden Zuckerkrankheit zu erkennen. Man prüfe Urin auf Zuckergehalt.

10. Wenn man im Haushalt von Zucker spricht, ist dabei meist der weiße Zucker gemeint. Daß dieser ein Kohlehydrat ist, erfuhren wir schon im Versuch 4/9. Er wird nicht aus süßen Früchten, sondern aus Zuckerrohr oder aus Zuckerrüben hergestellt und ist chemisch etwas anders aufgebaut als Traubenzucker. Seine Formel ist $C_{12}H_{22}O_{11}$.

11. Wir betrachten ein Stück Würfelzucker und erkennen, daß es aus winzigen Kristallen aufgebaut ist. Zucker ist kristallin. Im Gegensatz zur Stärke ist er im Wasser leicht löslich. Wenn man einen Teil der Zuckerlösung auf einem Papierblatt verdunsten läßt, bilden sich deutliche Kristalle. Trotzdem ist der Zucker kein Salz, weil er nicht aus einem Metall und einem Säurerest zusammengesetzt ist.

12. Auf einem Uhrglas befeuchten wir drei zerbrochene Stücke Würfelzucker mit wenigen Tropfen Wasser, geben die feuchten Zuckerstücke in ein Probierglas und erwärmen sie unter ständiger Bewegung des Probierglases. Bald schmilzt der Zucker zu einer gelben Masse. Bevor diese noch weiter sich bräunlich verfärbt, gießen wir die Hälfte des geschmolzenen Zuckers auf ein sauberes Blatt Papier und lassen erkalten. Die nun glasig durchsichtige Zuckermasse schmeckt angenehm süß, wie die bei Kindern so beliebten *Bonbons*.

13. Setzt man das Erhitzen fort, bis ein Probetropfen, der mit dem Glasstab herausgenommen wird, bitter schmeckt, und gießt man nur wenig von der braunen Zuckermasse in ein Glas voll Wasser, so vermag sie diesem eine kräftige Farbe zu erteilen. Solche unschädliche Zuckerfarbe (Zuckerkaramel) findet oft Verwendung zum Färben von Getränken und Speisen.

14. Weil Zucker löslich ist, wird er im Darm sofort ins Blut übergeführt und durch das Blut zu den Zellen des Körpers gebracht. Sportsleute schätzen darum den

Zucker als rasch wirkendes Nahrungsmittel. In den Zellen wird der Zucker mit Hilfe des eingeatmeten Sauerstoffs verbrannt. Aus seinem Kohlenstoff entsteht Kohlendioxyd, das wir ausatmen, wie wir in Versuch 4/10 schon nachgewiesen haben.

15. Diese stille Verbrennung oder Hitzeentwicklung ohne Flamme können wir im Probierglas nachahmen, indem wir ein bohnengroßes Häufchen Kaliumpermanganat (Glas 54), also einen sauerstoffreichen Körper, mit 2 cm hoch Schwefelsäure übergießen und ein kleines Stück Zucker hineinwerfen. Das Probierglas schließen wir mit Stopfen und Ableitungsrohr, das in Kalkwasser führt. Sofort beginnt die Verbrennung, und das Probierglas wird heiß. Gleichzeitig entweicht als Verbrennungsprodukt Kohlendioxyd, das durch die Trübung des Kalkwassers nachgewiesen wird.

16. Nun machen wir noch eine Zuckerprobe mit einer Lösung von Rohrzucker. Das Nichteintreten der Farbänderung bedeutet, daß diese eben nur für den Traubenzucker und nicht für den chemisch verschiedenen Rohrzucker gilt.

17. Denkt man sich zu Rohrzucker noch einen Teil Wasser hinzugefügt

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O = C_{12}H_{24}O_{12}$$

und das Ganze in zwei gleiche Teile geteilt, so erhält man $2(C_6H_{12}O_6)$, also Traubenzucker. Rohrzucker läßt sich tatsächlich in Traubenzucker verwandeln.

18. Wir lösen einen Zuckerwürfel in einer Porzellanschale voll Wasser, geben zehn Tropfen Schwefelsäure hinzu und kochen drei Minuten lang. Wenn wir jetzt die Zuckerprobe machen, ergibt sich Rotfärbung. Aus dem Rohrzucker (Rübenzucker) ist durch diese einfache Behandlung Traubenzucker geworden.

19. Nachdem Rohrzucker sich nicht ohne weiteres durch die Zuckerprobe erkennen läßt, können wir sein Vorhandensein auf dem Umwege erkennen, daß wir ihn durch Aufkochen mit Säure in Traubenzucker umwandeln und diesen in bekannter Weise durch die Zuckerprobe erkennen.

Rohrzucker, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ist ein Kohlehydrat, stark süß, kristallin, gibt bei der Zuckerprobe keine Rotfärbung. **B**

20. Seitdem Andreas Marggraf im Jahre 1747 in Rüben Zucker von der gleichen Art wie Rohrzucker nachgewiesen hat, wird der Zucker aus dem Saft der Rüben hergestellt. Durch sorgfältige Auswahl der zuckerreichsten Rüben hat man besondere Zuckerrüben gezüchtet, die heute bis 16% Zucker enthalten. Wir versuchen den Nachweis des Rohrzuckers, indem wir aus Zuckerrüben oder gewöhnlichen Runkelrüben den Saft auspressen. Die unmittelbare Probe, die nur auf Traubenzucker anwendbar ist, fällt wahrscheinlich negativ aus. Wenn wir aber den Rübensaft, wie oben den Rohrzucker, mit einigen Tropfen Schwefelsäure kochen und die Zuckerprobe machen, wird Traubenzucker erkannt. Dieser ist durch Umwandlung des Zuckers der Rübe entstanden. Durch diesen Umweg über Traubenzucker läßt sich somit auch der Rohrzucker nachweisen.

Die Fabrikation des Rohrzuckers aus den Zuckerrüben ist in der Tafel III schematisch dargestellt, sie soll hier nicht näher beschrieben werden. Es müssen dabei verschiedene chemische Vorgänge mithelfen, um unerwünschte Beimengungen zu entfernen und den Zucker vollkommen rein zu erhalten.

21. Die Umwandlung von Rohrzucker in Traubenzucker wird bei der Herstellung von *Kunsthonig* im Großen ausgeführt. Durch vorsichtiges Eindampfen der mit Schwefelsäure versetzten Zuckerlösung entsteht schließlich eine zähflüssige, gelbe Masse, eben Kunsthonig.

22. Beim Vergleich der Formel ergibt sich, daß durch Hinzufügen von einem Teil H_2O die Formel der Stärke in die des Traubenzuckers übergeht.

$$C_6H_{10}O_5 + H_2O = C_6H_{12}O_6.$$

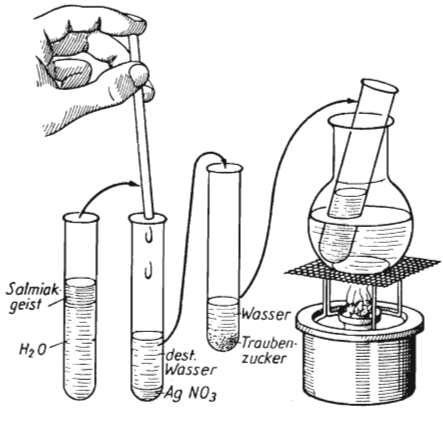
Wenn man Stärke also veranlassen könnte, sich mit einem Teil Wasser zu verbinden, müßte Traubenzucker entstehen.

Wir machen mit etwas sehr verdünnter Stärkekleisterlösung aus Versuch 20/13 die Jodprobe. Der Kleister ist immer noch Stärke. Mit einigen Tropfen der gleichen Kleisterlösung machen wir die Zuckerprobe und stellen fest, daß keinerlei Zucker darin enthalten ist. Nun kochen wir in der Porzellanschale die Stärkelösung mit vier Tropfen Schwefelsäure während drei Minuten. Dann machen wir wieder die Zuckerprobe. Wir erhalten Rotfärbung, die Stärke hat sich in Zucker verwandelt.

23. Beim Kauen von Brot tritt dieselbe Umwandlung ein, ohne Erwärmung. Brot enthält Stärke. Wir kauen ein Stück Brot so lange, bis es zu einem Brei zerfließt und achten auf die Geschmacksänderung. Der süßliche Geschmack weist auf Zucker. Der im Speichel enthaltene Stoff Ptyalin hat die Fähigkeit, Stärke in Zucker zu verwandeln, denn nur in Form von löslichem Zucker kann die sonst unlösliche Stärke von den Zellen des Körpers aufgenommen werden.

Mit dem Saft von gekautem Brot, den wir in ein Probierglas geben, machen wir die Zuckerprobe, zum Nachweis der erfolgten Umwandlung. Wir erhalten ebenfalls Rotfärbung.

(24.) Die Stärkeverdauung durch den Speichel läßt sich auch im Probierglas ausführen. Zu ganz wenig Stärkekleister gebe man im Probierglas 5 cm hoch Speichel ohne Schaum. Das Probierglas wird in etwa 40° warmes Wasser gestellt, weil die Verdauung sich am besten bei Körperwärme abspielt. Nach einer halben Stunde nimmt man mit der Glasröhre eine kleine Probe heraus und prüft mit Jod auf Stärke. Es tritt keine Blaufärbung mehr ein. Falls doch Stärke vorhanden sein sollte, ist der Versuch eine weitere halbe Stunde fortzusetzen.



Die Stärke ist zu Zucker geworden. Wir unterwerfen eine Probe des verdauten Kleisters der Zuckerprobe. Das Ergebnis, Rotfärbung, bestätigt die vermutete Umwandlung.

(25.) Die Rotfärbung beim Traubenzuckernachweis im Versuch 2 rührt daher, daß aus dem Kupfervitriol unter den angegebenen Bedingungen *Kupfer* durch den Traubenzucker ausgefällt wurde. Aus einer Silbersalzlösung vermag der Traubenzucker einen Niederschlag von *Silber* auszuscheiden. Glänzend wird dieser nur bei ganz sauberen Gläsern, die geringste Verunreinigung läßt nur einen schwarzen Niederschlag entstehen.

Wir reinigen ein Probierglas zuerst mit Salzsäure, spülen aus und bringen darin stark verdünnte Natronlauge zum Kochen. Nach dem Ausgießen der Lauge wird nochmals mit reinem Wasser nachgespült. In ein anderes Probierglas wird 5 cm hoch Wasser und 1 cm Salmiakgeist gegossen. In ein drittes Glas geben wir destilliertes Wasser und ½ cm Silbernitratlösung aus Glas 59. In dieses Glas geben wir tropfenweise das verdünnte Ammoniak und benutzen dazu das Glasrohr als Stechheber. Zuerst entsteht eine Trübung. Wir schütteln nach jedem Tropfen und hören mit dem Zusatz sofort auf, sobald die Trübung verschwunden ist. In das erste besonders gereinigte Probierglas füllen wir schwache Traubenzuckerlösung, fügen gleichviel Silbernitrat-Salmiakgeistlösung zu und stellen dann

das Probierglas in das warme Wasser der Kochflasche. Nach einigen Minuten scheidet sich ein glänzender Silberspiegel ab. (Abb. S. 122).

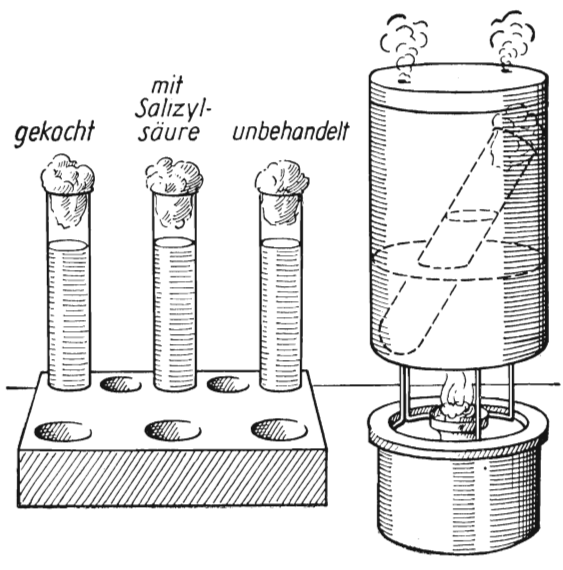
Es sei schon jetzt bemerkt, daß die Ausscheidung des Silberspiegels auch durch die in Abschnitt 37 näher untersuchten Aldehyde bewirkt werden kann.

22. Die alkoholische Gärung

Eine Eigentümlichkeit des Traubenzuckers ist die Fähigkeit zu gären, d. h. unter dem Einfluß von Hefepilzen in zwei Teile Alkohol und zwei Teile Kohlendioxyd zu zerfallen, gemäß der Formel

$$\underset{\text{Zucker}}{C_6H_{12}O_6} = \underset{\text{Alkohol}}{2(C_2H_5OH)} + \underset{\text{Kohlendioxyd}}{2CO_2}$$

1. Wir bereiten eine 10%ige Traubenzuckerlösung, indem wir 7 g Honig in der Kochflasche mit 70 g Wasser mischen. Dann zerreiben wir ein Stück beim Bäcker gekaufter Preßhefe, etwa von der Größe der verwendeten Honigmasse, und streuen es in die Honiglösung. Für spätere Versuche füllen wir jetzt schon drei Probiergläser, jedes zu einem Viertel voll, mit der Honiglösung. Die Hauptmenge wird in der Kochflasche zur Gärung gebracht. Die Gärung verläuft am raschesten bei einer Wärme von etwa 35°. Wir bereiten im Glastrog Wasser von etwa dieser Wärme, indem wir zu dem schon darin befindlichen wenigen kalten Wasser einige Probiergläser kochendes Wasser schütten. Die Flüssigkeit soll so warm sein, daß es von der Hand angenehm empfunden wird. Nach einiger Zeit muß als Ersatz der verlorenen Wärme heißes Wasser nachgefüllt werden.



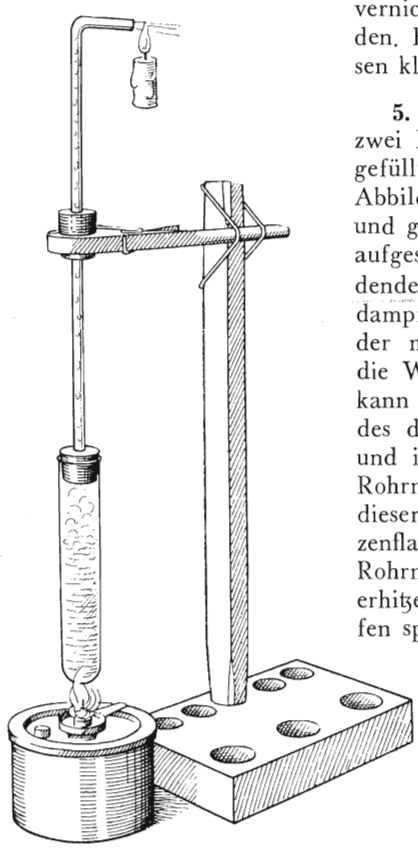
In dieses warme Bad stellen wir die Kochflasche mit der Honiglösung. In der Wärme vermehren sich die Hefepilze rasch, und bald zeigt das Aufschäumen der Flüssigkeit, daß die Gärung im Gang ist.

2. Um das aufsteigende Gas zu untersuchen, kann man etwas von der gärenden Mischung in ein Probierglas umfüllen und aus diesem das Gas in Kalkwasser leiten. Kohlendioxyd zeigt seine Anwesenheit durch Trübung des Kalkwassers.

3. Die Gärung läßt man einige Tage fortdauern, bis keine Blasen mehr aufsteigen. Dazu stellt man die Flasche an einen warmen Ort. Wie hat sich nachher die Flüssigkeit verändert? Sie ist durchsichtig geworden; am Boden ist ein Niederschlag entstanden, der aus den Hefezellen besteht. Wer ein Mikroskop besitzt, kann diese sich vergrößert ansehen. Die Gärung hat auch den Geruch der Flüssigkeit verändert. Prüfung des Geruchs.

4. In den Probiergläsern, in die wir Honiglösung gefüllt haben, würde die Gärung bald einsetzen. Das erste Glas stellen wir während mindestens einer halben Stunde in strömenden Wasserdampf. Diesen Dampf erzeugen wir nach Anleitung der Abbildung auf Seite 123 in einer großen Blechbüchse. Der Deckel der Blechbüchse soll zwei Löcher zum Durchtritt des Dampfes besitzen. Durch die Hitze werden die Hefepilze getötet. Damit nicht wieder neue hineinfallen können, haben wir vor dem Kochen das Probierglas mit einem dichten Bausch Watte verschlossen. Durch diesen kann der Dampf durchtreten, nicht aber können dies Hefezellen.

Zum zweiten Probierglas wird aus Glas 65 ein halbes Gramm Salizylsäure geschüttet, es wird aber nicht gekocht, und das dritte wird zur Probe unbehandelt daneben aufgestellt. In den ersten beiden Gläsern unterbleibt die Gärung, weil die Hefezellen durch Hitze vernichtet oder durch die Salizylsäure vergiftet wurden. Für den Menschen ist die Salizylsäure in diesen kleinen Mengen ungiftig.



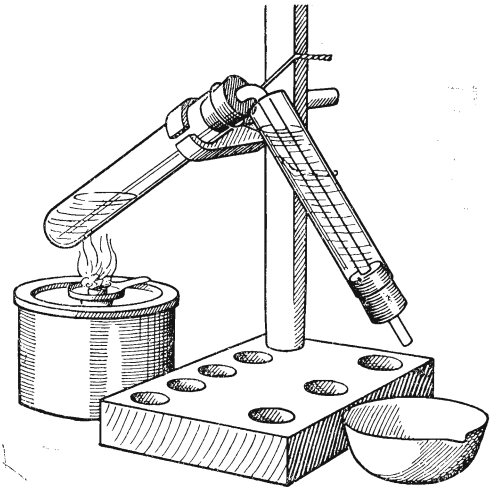
5. Alkohol ist brennbar. Erhitzt man ein zu zwei Drittel mit der fertig gegorenen Honiglösung gefülltes Probierglas, nachdem man ihm nach der Abbildung ein innerhalb des Stopfens aus geradem und gewinkeltem Rohr zusammengesetztes Glasrohr aufgesetzt hat, so entweicht der schon bei 78° siedende Alkohol. Anfänglich kühlt sich der Alkoholdampf in den Röhren ab, und namentlich tut dies der mitaufsteigende Wasserdampf. Wenn einmal die Wände der Röhren 78° warm geworden sind, kann der Alkoholdampf ungehindert aufsteigen, indes die Wasserdämpfe immer noch sich abkühlen und in das Gefäß zurückfließen müssen. Aus der Rohrmündung entweicht bald Alkoholdampf, und dieser wird sofort an der darunter gehaltenen Kerzenflamme entzündet. Kerzenflamme nur vor die Rohrmündung halten, nicht etwa das Glasrohrende erhitzen, da es sonst durch nachfolgende Wassertropfen springt!

(6.) Wein enthält 10—14% Alkohol. Zum Nachweis kann man wie oben verfahren. Bei Bier würden wir zuerst in der von der Limonade her bekannten Weise einen Kohlensäuregehalt nachweisen und dann den Alkohol wie oben austreiben und anzünden. Damit das Bier weniger schäumt, soll eine kleine Messerspitze Gerbsäure aus dem Röhrchen 110 zugesetzt werden.

(7.) Man kann das zurückgebliebene Bier in der Porzellanschale eindampfen und so feststellen, daß Bier noch ziemlich viel feste Substanzen enthält, ohne deswegen nennenswerte Nährwerte zu besitzen.

(8.) Branntwein ist besonders alkoholreich. Durch Destillation von Wein oder unserer Gärflüssigkeit erhält man starken Alkohol mit wenig Wassergehalt, eben den Branntwein. Für die Destillation erstellen wir einen Apparat nach der Abbildung. Das weite Glasrohr füllt man mit kaltem Wasser.

Erwähnt sei noch, daß man zur Bereitung von Branntwein nicht Wein, sondern billigere Rohstoffe benützt, wie Traubentrester, Rückstände der Zuckerherstellung, Steinobst, Beeren usw., die man zuvor der Gärung unterworfen hat.



(9.) Man versuche das Destillat anzuzünden; dasselbe probiere man mit starkem Branntwein.

(10.) Alkohol geht auch Verbindungen ein. Eine solche Verbindung ist *Jodoform,* das in der ärztlichen Wundbehandlung Anwendung findet. Wir bereiten es wie folgt:

In ein Probierglas bringen wir die halbe Rundung voll des im Glas 70 enthaltenen Salzes, Jodkalium und dazu 1 cm hoch Wasser. Die Jodkaliumlösung ist farblos, weil das Jod nicht frei, sondern in Verbindung vorhanden ist. Sie hat aber die Fähigkeit, freies Jod aufzulösen. Wir werfen zwei Jodkristalle aus dem Röhrchen 108 hinein und erhalten eine braune Lösung, ähnlich der Jodtinktur.

Es ist jetzt Jod-Jodkaliumlösung. Nun geben wir vier Tropfen Alkohol (Spiritus) hinzu und nachher tropfenweise so lange Natronlauge, bis die braune Jodfarbe eben verschwindet. Nach einiger Zeit bildet sich ein gelber Niederschlag, bestehend aus feinsten Jodoformkriställchen. Leichtes Erwärmen beschleunigt das Auftreten des Jodoforms.

(11.) Zur Erkennung des Jodoforms genügt schon sein Geruch. Weil das Auftreten des Jodoforms an das Vorhandensein von Alkohol gebunden ist, kann Alkohol in Getränken einfach durch die Feststellung des Jodoformgeruches nachgewiesen werden. Wir machen die Jodoformprobe mit etwas Wein und mit dem Destillat des Versuchs 8. Wenn wir Wein so lange erhitzen, bis ein Drittel davon verdampft oder bei Verwendung eines Kühlers überdestilliert ist, so ist sicher aller Alkohol verdampft oder in das Destillat übergegangen. Wir machen mit dem nun alkoholfreien Weinrest die Alkoholprobe.

12. Die nachstehende Abbildung gibt einen Überblick über den Alkoholgehalt verschiedener Getränke.

In Obstweinen und den aus Trauben gewonnenen eigentlichen Weinen entsteht der Alkohol durch Gärung des in den Früchten enthaltenen Traubenzuckers. Der Alkohol des Bieres und des Branntweins entsteht auf etwas andere Weise. Bier wird aus Gerste gebraut. Wenn man Gerste keimen läßt, geht ihre Stärke unter dem Ein-

fluß der in den Keimlingen enthaltenen Diastase in Traubenzucker über und heißt dann Malz. Dieses hat die Fähigkeit, mit Hilfe von Hefepilzen zu gären.

(13.) Der meiste Branntwein wird hergestellt, indem man stärkehaltige Kartoffeln in Zucker überführt und dann gären läßt. Der Alkohol wird einer Destillation unterworfen. Durch Wiederholung der Destillation erhält man schließlich etwa 90%-igen Alkohol. Dieser starke Alkohol findet Anwendung in der Technik und im Haushalt als Brennspiritus. Damit er nicht durch Verdünnen in Trinkbranntwein umgewandelt werden kann, wird er durch Zusätze untrinkbar gemacht, d. h. vergällt. Vollständig wasserfrei gemachter, also 100%iger Alkohol dient unter Benzin gemischt zum Antrieb von Motoren.

Große Landflächen müssen mit Kartoffeln zur Spirituserzeugung bebaut werden. Wenn es gelänge, diesen für Technik und Industrie unentbehrlichen Alkohol aus anderen Rohstoffen zu erzeugen, würden diese Anbauflächen der Volksernährung zugute kommen. In späteren Abschnitten wird gezeigt werden, daß neue Verfahren der Alkoholerzeugung bereits eingeführt sind.

Essigsäure

(14.) Es ist bekannt, daß Obstsäfte und Weine beim Stehen an der Luft sauer werden. Durch Hinzutreten besonderer Essigpilze vermag sich der Sauerstoff der Luft mit dem Alkohol zu verbinden zu *Essigsäure.*

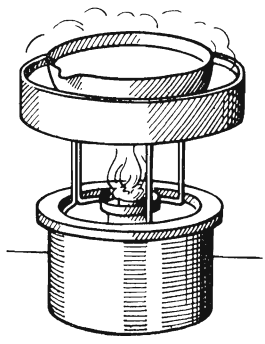
C_2H_5OH wird zu $C_2H_4O_2$
Alkohol Essigsäure.

Wir können bewirken, daß sich der Alkohol mit Sauerstoff verbindet, wenn wir in Brennspiritus, 2 cm hoch in einem Probierglas, einen sauerstoffreichen Körper bringen, nämlich eine Rundung voll Kaliumpermanganat. Man gibt noch 1 cm hoch Schwefelsäure dazu, damit diese den Sauerstoff aus dem Kaliumpermanganat frei macht. Das Probierglas wird nur ganz wenig erwärmt und, wenn der Vorgang zu heftig wird, durch Einstellen in Wasser gekühlt. Wir bemerken lebhafte Gasentwicklung, und die Kaliumpermanganatlösung wird durch Verlust des Sauerstoffes entfärbt zu braunem *Mangandioxyd,* das in Form von Flocken in der Flüssigkeit schwimmt. Mangandioxyd MnO_2 ist bekannt unter dem Namen Braunstein.

(15.) Die in der entfärbten Flüssigkeit entstandene Essigsäure wird durch Destillation von der etwa noch vorhandenen Schwefelsäure getrennt. Die Anordnung ist die gleiche wie im vorausgegangenen Versuch 8. In der Porzellanschale liegt blaues Lackmuspapier. Wir müssen sehr darauf achten, daß auf keinen Fall Säuremischung bis ins Winkelrohr emporsteigt, sondern nur Dampf. Deshalb erhitzen wir aus einiger Entfernung unter dem Probierglas! Bald entweichen Dämpfe, die sich im Kühlrohr verdichten und als Tropfen in die Schale fallen. Die Tropfen treffen das Lackmuspapier und dieses färbt sich rot. Das Destillat ist eine Säure. Wir unterbrechen die Destillation vorläufig.

(16.) Wir vermuten natürlich, daß etwas Schwefelsäure überdestilliert ist. Wenn die übergegangene Flüssigkeit Schwefelsäure ist, muß sie sich nach Versuch 16/2 mit Bariumchlorid nachweisen lassen. Wir gießen in ein Probierglas 1 cm hoch Bariumchloridlösung (Röhrchen 100). Dann heben wir mit der Glasröhre einen Tropfen unseres sauren Destillates heraus und lassen ihn in das Bariumchlorid fallen. Es entsteht kein Niederschlag, also ist das Destillat keine Schwefelsäure, sondern eine neue Säure: *Essigsäure.*

Sollte doch eine Trübung des Bariumchlorids stattgefunden haben, so war durch das Aufstoßen der Flüssigkeit Schwefelsäure in das Winkelrohr gelangt. Dann müßte man das Winkelrohr ausspülen und die Destillation wiederholen.



(17.) Wir können einen Tropfen der Essigsäure unseres Destillates auf einen Brocken Soda fallen lassen. Diese braust auf. Offenbar ist die Essigsäure eine stärkere Säure als Kohlensäure. Unter Aufbrausen verdrängt die stärkere Säure wie schon oft die schwächere aus ihrem Salz; die Essigsäure bildet mit dem Natrium der Soda Natriumazetat.

Wir träufeln heiße Sodalösung solange in unsere Essigsäure, als noch ein Aufbrausen erfolgt.

Durch Eindampfen in der Porzellanschale erhält man das Natriumazetat. Die Schale soll dazu nicht unmittelbar über der Flamme erhitzt werden, sondern sie wird in ein Wasserbad gesetzt, das aus einer flachen Blechdose bestehen kann. Aufbewahren in Röhrchen 99.

(18.) In sehr verdünnte braune Eisenchloridlösung (Versuch 6/28, Röhrchen 111), 1 cm hoch in einem Probierglas, lassen wir einen Tropfen Natriumazetatlösung fallen. Sofort ensteht eine dunkelrote Färbung. Daran erkennen wir immer die Azetate.

23. Fett

Der dritte, zum Leben unentbehrliche Nährstoff ist das Fett. Nicht alle Teile der Pflanzen enthalten Fett. Es ist namentlich im Samen enthalten.

1. Wir zerquetschen einen Nußkern auf einem weißen Blatt Papier. Der entstandene durchsichtige Fleck zeigt an, daß in dem Nußkern ziemlich viel Fett enthalten ist. Der Fleck bleibt bestehen.

Wir versuchen ebenso Fett nachzuweisen durch Zerquetschen von Maiskörnern, Sonnenblumenkernen, Leinsamen, Bucheckern, Mohnsamen, Rapssamen, Hanfsamen, Kürbissamen und Obstkernen.

2. Mit einem Tropfen Speiseöl können wir ebenfalls einen bleibenden Fettfleck erzeugen. Speiseöl wird aus dem Fruchtfleisch der Olive ausgepreßt. Aus den Samen der Rhizinusstaude wird das Rhizinusöl gewonnen.

3. Wir zerquetschen auf weißem Papier ebenso die Samen von Kümmel oder Anis, Fenchel, Senf usw. und betrachten den Fettfleck nach einiger Zeit. Er verschwindet wieder, weil diese Öle verdunsten.

Wir müssen daher unterscheiden zwischen den *fetten Ölen* und den *ätherischen Ölen*.

4. In den Orangenschalen ist ebenfalls ein ätherisches Öl enthalten. Man drücke eine Orangenschale über einem weißen Papierblatt aus. Es entstehen Fettflecke, die nach einiger Zeit verschwinden.

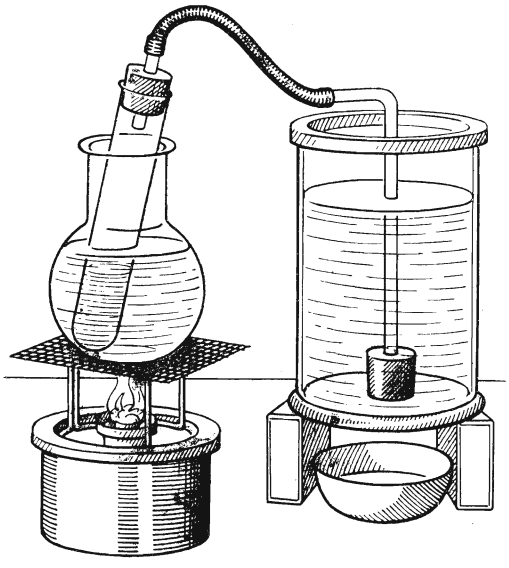
5. In einem zweiten Versuch drückt man die Orangenschale so aus, daß das aus-spritzende Öl durch die Flamme der Spirituslampe gehen muß. Es entzündet sich dabei.

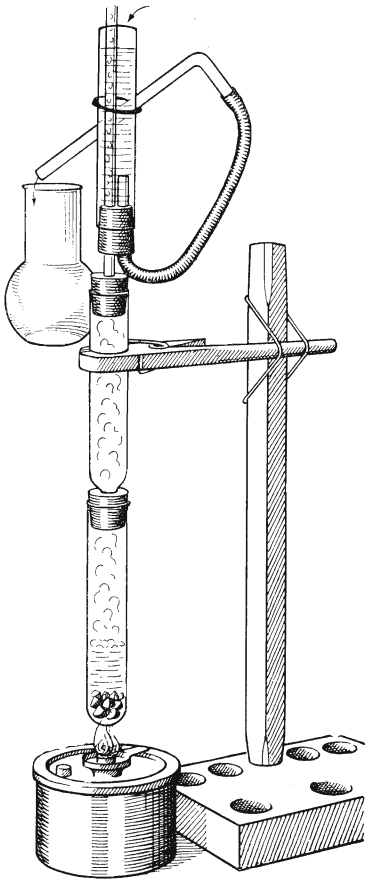
Ätherische Öle sind auch in den Blättern von Rosmarin und Thymian nachweisbar.

6. Im Winter beobachtet man, daß Speiseöl durch die Kälte dickflüssig und trübe wird. Manche Fette sind schon bei gewöhnlicher Wärme fest. Zu diesen gehört das Butterfett. Butter stammt allerdings aus dem Tierreich, ebenso Schweinefett und Rindertalg. Feste Fette gibt es aber auch aus dem Pflanzenreich: Kokosfett und Palmfett.

7. Ein erbsengroßes Stück Butter lassen wir in einem Probierglas auf Wasser schwimmen, um zu zeigen, daß Fett sich in Wasser nicht löst. Nachher gebe man 1 cm hoch Benzol (Glas 64) zu und schüttle. Das Fett löst sich im Benzol. Beim ruhigen Stehen trennt sich das Benzol wieder von dem Wasser, und das obenauf schwimmende Benzol enthält nun alles Fett.

Um das Fett wieder zu gewinnen, lasse man das Benzol auf dem Uhrglas vor dem Fenster verdunsten.





(8.) Auch heißer Alkohol (Spiritus) löst Fett, kalter dagegen löst es nur wenig. Wir können damit den Nußkernen Fett entziehen, indem wir die Kerne längere Zeit mit Alkohol kochen. Nur müssen wir dafür sorgen, daß der Alkohol sich nicht vor Beendigung des Kochens als Dampf davonmacht. Wir setzen auf das Kochgefäß einen Rückflußkühler, wie in der Abbildung rechts.

Bei schwachem Erhitzen steigen die Dämpfe durch das leere Meßrohr, das als Vorkühler wirkt, ins obere enge Glasrohr, das von kaltem Wasser umgeben ist. Hier kondensiert der Alkohol und fließt nach unten ins Kochgefäß zurück. Durch den Schlauch und das Winkelrohr entleert sich das warmgewordene Kühlwasser, wenn man oben kaltes hinzugießt.

Nach zehn Minuten wird der größte Teil des Fettes in das Lösungsmittel übergegangen sein. Wir lassen 1 cm^3 Alkohol auf dem Uhrglas verdunsten und erhalten darauf als Rückstand einen Fett-Tropfen. Probe mit Papier.

(9.) Im vorigen Versuch ging das Lösungsmittel durch Verdunstung verloren. Um diesen Verlust zu vermeiden erhitzt man das Probierglas mit dem fetthaltigen Alkohol im Wasserbad der Kochflasche und kühlt den entweichenden Alkoholdampf. Der Alkohol wird in einem Gefäß aufgefangen. Das Fett bleibt in dem Probierglas. Prüfung des Rückstandes mit Papier. Besonders notwendig wäre die Rückgewinnung des Lösungsmittels gewesen, wenn wir das

Fett in dem nur in geringer Menge zur Verfügung stehenden Benzol gelöst hätten. Abbildung Seite 128 links.

(10.) Die Löslichkeit der Fette in Benzol oder Benzin erklärt deren Verwendung als Fleckenreinigungsmittel. Man mache auf einem Stoffrest einen Fettfleck und entferne ihn mit einem dieser Fettlösungsmittel.

24. Seife

1. Ein Tropfen von einer Stearinkerze gibt ebenfalls einen Fettfleck. Damit deutet das Stearin schon an, daß es von dem Fett abstammt und aus solchem gewonnen wird.

2. Wir lassen einen Tropfen Stearin auf blaues Lackmuspapier fallen. Es wird rot gefärbt. Stearin scheint eine Säure zu sein. Merkwürdigerweise ist es eine feste Säure. Wegen ihrer Abstammung vom Fett nennt man die Stearinsäure auch *Fettsäure*. Man unterscheidet drei Arten Fettsäuren:

Stearinsäure, Palmitinsäure, Ölsäure.

Feste Fette enthalten hauptsächlich die Stearinsäure, Olivenöl mehr Ölsäure, die flüssig ist.

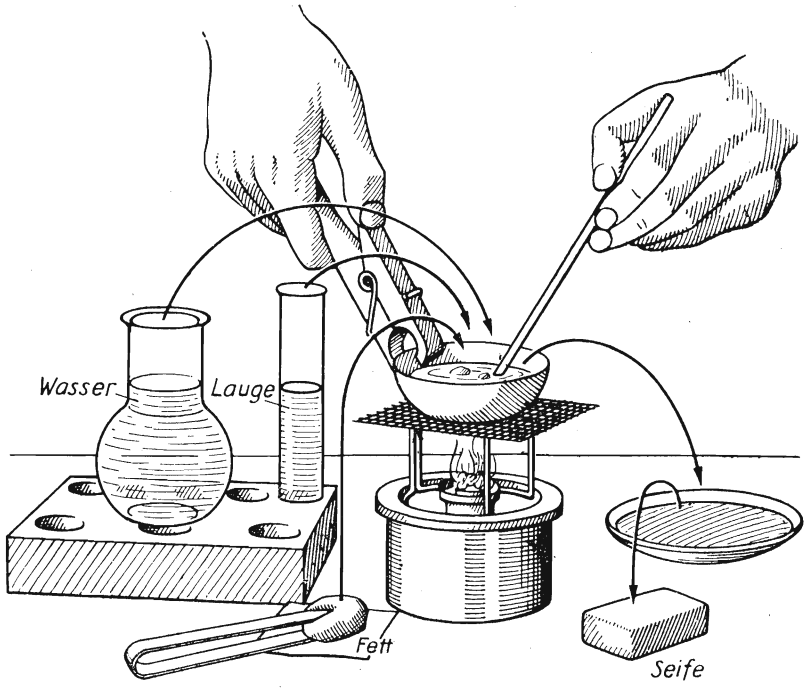
3. Die Stearinsäure ist zwar eine schwache Säure, vermag aber doch die noch schwächere Kohlensäure aus ihren Salzen auszutreiben. Wir bereiten in der Porzellanschale mäßig starke Sodalösung und erhitzen sie. Dann lassen wir Stearin eintropfen. Die Soda braust auf, CO_2, entweicht. Eingelegtes Lackmuspapier ist anfangs blau und wird durch den Zusatz von Fettsäure rot. Die Stearinsäure verdrängt die schwächere Kohlensäure aus ihrem Salz und verbindet sich selbst mit dem Natrium zu *fettsaurem Natrium*. Der neugebildete Stoff entwickelt beim Schütteln im Probierglas einen starken Schaum, es ist nämlich *Seife*.

4. Seife ist also gewissermaßen ein *Salz*, die Verbindung eines Metalls mit einer Säure. Dann muß sie auch durch Neutralisation der Fettsäure mit Natronlauge entstehen. In der halb mit Wasser gefüllten Kochflasche erhitzen wir das Wasser und lassen ein Stückchen Stearin darauf schwimmen. Bald ist es geschmolzen. Wir geben wenige Tropfen Natronlauge hinein und kochen weiter. Bald füllt sich das Glas mit dem Schaum der gebildeten Seife.

$$NaOH + \text{Fettsäure} = \text{Fettsaures Natrium} = \text{Seife}.$$

5. In dem Fett war die Fettsäure mit einem öligen Stoff, dem Glyzerin, verbunden. Dieses gewinnt man bei der Trennung der Fettsäure. Wir können es mit unseren einfachen Mitteln nicht darstellen. Dagegen können wir aus Fett und Lauge unmittelbar Seife herstellen. Besonders gut eignet sich zur Verseifung das in Seifenfabriken viel verwendete Palmkernöl; es ist ein festes Öl mit dem Schmelzpunkt von 27-43° C.

Zuerst gießen wir in die Schale etwas Wasser und erwärmen. Wir haben schon vorher 14 g Palmkernöl abgewogen und ¼ Probierglas Natronlauge bereitgestellt. Nun geben wir auf das kochende Wasser abwechselnd Fett, bis es schmilzt, dann Lauge; nach einigen Minuten wieder Fett und Lauge. Dann muß nach Maßgabe des verdampfenden Wassers auch gelegentlich Wasser zugesetzt werden. Ständig mit Glasstab rühren. Wenn die Masse aufkocht, die Schale vom Feuer abheben. Nach 15 Minuten den Seifenschleim auf ein Uhrglas gießen, erkalten lassen und zu einem festen Seifenstück formen. Die Seife schäumt sehr schön, wenn man damit energisch die Hände wäscht.



Die Bereitung einer Seife aus anderem Fett bietet einige Schwierigkeiten, weil manche sich auch beim längsten Kochen nur schwer mit der Lauge verbinden. Man mag es immerhin mit Schweinefett versuchen.

(6.) Da Seife eine Verbindung des Natriums mit der schwachen Fettsäure ist, läßt sich vielleicht die schwache Fettsäure nach bekannten Mustern durch eine starke Säure austreiben. Wir lösen in einem Probierglas fein geschabte gewöhnliche Waschseife in warmem Wasser. Nachher setzen wir wenig Salzsäure zu. Sofort scheidet sich die Fettsäure oben ab. Dies ist eben das Stearin von vorhin. Zweifler müssen nach Mitteln suchen, um es als solches zu erkennen.

(7.) An Stelle der Fettsäuren können sich auch Harnsäuren mit Soda und Lauge zu Seife verbinden.

Wir geben in die Kochflasche bis zur halben Höhe Sodalösung und kochen darin einige Stücke Kolophoniumharz etwa 15 Minuten. Die Schaumbildung verrät die Entstehung einer Harzseife. Nach dem Erkalten lösen wir ein Stück der auf dem Wasser schwimmenden Harzseife in einem Probierglas voll Wasser und schütteln. Das Glas füllt sich mit Schaum.

Harzseifen finden Anwendung zur Leimung des Papiers.

(8.) Wir lösen etwas Waschseife in Wasser, filtrieren und setzen dann Kalkwasser hinzu. Der Niederschlag ist die Verbindung des Metalles Kalzium mit Fettsäure. Diese ist unlöslich und sinkt in Form von Flocken zu Boden. Kalkhaltiges Wasser ist zum Waschen ungeeignet, weil immer ein Teil der Seife als *Kalkseife* für den Waschvorgang verloren geht.

(9.) Mit Bleinitratlösung (Röhrchen 98) gibt Seifenlösung einen Niederschlag von *Bleiseife*. Dieser wird abfiltriert und ist nach dem Erwärmen oder Kneten zwischen den Fingern klebrig. Er bildet die Grundlage der verschiedenen *Pflaster*.

10. Die reinigende Wirkung der Seife kommt dadurch zustande, daß der Seifenschaum die Schmutzteilchen einhüllt und schwebend erhält, so daß sie von zusätzlichem Wasser fortgespült werden.

In einem Probierglas verrühre man etwas Holzkohlenpulver mit Wasser. In ein zweites Probierglas gebe man Holzkohlenpulver und wenig Seifenwasser. Dann schüttle man die beiden Gläser. Beobachtung nach einiger Zeit?

11. Fettige Gläser reinigt man mit heißer Sodalösung. Gewöhnliches Wasser vermag das Fett nicht zu entfernen. Die Soda bildet eben mit den Fetten Seife, und diese kann sich dann in dem Wasser auflösen. Man reinige die in den vorherigen Versuchen fettig gewordenen Probiergläser mit Sodalösung.

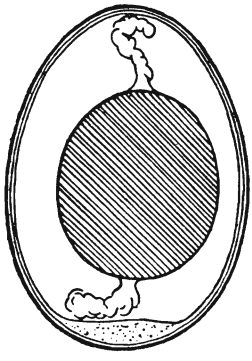
Als Ergebnis unserer Versuche halten wir fest:

Fette sind gemischt aus Verbindungen der drei Fettsäuren: Palmitinsäure, Stearinsäure und Ölsäure mit Glyzerin. **A**

Die Fettsäuren geben in Verbindung mit Laugen Seifen, und zwar mit Na feste Kernseife, mit K flüssige Schmierseife, mit Ca unlösliche Kalkseife, mit Pb klebrige Pflaster. **B**

25. Eiweiß

Während Stärke und Zucker nur in gewissen Pflanzenzellen vorkommen, in tierischen Zellen aber meist gänzlich fehlen, ist Eiweiß in allen lebenden Zellen vorhanden. Es bildet die Grundsubstanz, sowohl der tierischen wie der pflanzlichen Zelle, das nie fehlende Protoplasma. Man unterscheidet eine große Zahl verschiedener *Eiweißstoffe*, deren Zusammensetzung jedoch noch nicht genau ermittelt ist.



1. Am bekanntesten ist Eiweiß, wie es im Hühnerei vorkommt und insbesondere bei gekochten Eiern weiß erscheint. Die Abbildung zeigt den Durchschnitt durch ein Hühnerei. Die äußere Hülle bildet eine Schale, darauf folgt die Eihaut, die gegen die Schale einen kleinen Luftraum übrig läßt, und mitten im Eiweiß schwebt der gelbe Dotter.

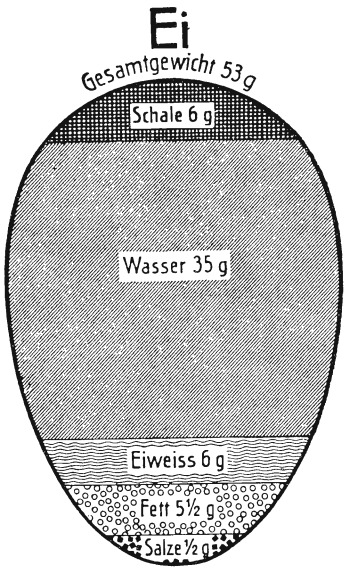
2. Wir vermuten, daß die Schale des Eies aus Kalziumkarbonat besteht, und lassen einige Tropfen Salzsäure darauf fallen. Das Aufbrausen ist uns bekannt. Wir können auch einige Stücke einer Eischale in wenig Salzsäure auflösen und dann Schwefelsäure dazugießen. Der ausfallende Gips beweist, daß die Schale aus Kalk bestand.

(3.) Die Schale ist von vielen feinen Poren durchsetzt. Wenn man das Ei in warmes Wasser legt, sieht man aus den Poren Luftbläschen austreten. Beim Lagern des Eies verdunstet Wasser durch diese Poren und an dessen Stelle dringt Luft durch die Poren ins Innere. Das Ei wird spezifisch leichter. Frische Eier sinken in einer 10%igen Kochsalzlösung, ältere Eier schwimmen darin.

Zur Herstellung der Lösung bringen wir in das Wassergefäß 8 cm hoch Wasser und dazu ein Probierglas voll Kochsalz.

Mit der eindringenden Luft gelangen die allgegenwärtigen Bakterien in das bisher keimfrei gewesene Ei und veranlassen dessen Fäulnis. Durch Einlegen in Kalkmilch (siehe Versuch 10/30) verhindert man den Zutritt der Bakterien und kann so die Eier länger frisch erhalten.

4. Für die weitere Untersuchung des Eies lassen wir uns in der Küche zeigen, wie man ein Ei kunstgerecht aufschlägt und das Eiweiß säuberlich vom Dotter abgießt. Das Eiweiß kommt in die Kochflasche, der Dotter auf ein Uhrglas. Das Eiweiß rühren wir gründlich mit dem Glasstab, damit die zusammenhaltenden Häute zerreißen.



(5.) Wenn wir 1 cm³ flüssiges Eiweiß über mehrere Tage in einem Uhrglas trocknen lassen, bleibt nur eine geringe Schicht übrig. Wir sehen daraus, daß Eiweiß sehr viel Wasser enthält. Vergleiche die Abbildung.

6. Wir erhitzen 2 cm³ Eiweiß in einem Probierglas hoch über der Flamme. Bald gerinnt es zu einer weißen Masse; dies hat ihm den Namen gegeben. Den Rest des Eiweißes in der Kochflasche verdünnen wir mit der vierfachen Menge Wasser.

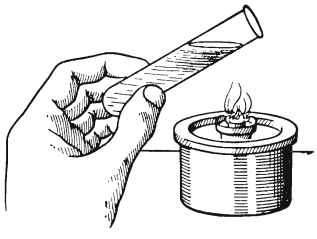
(7.) In der Porzellanschale kocht Wasser. Dazu gießen wir tropfenweise von dem *verdünnten* Eiweiß aus Versuch 6. Es gerinnt augenblicklich in Form von Flocken (Eiweiß in Suppen).

8. Etwas von dem dick gewordenen, geronnenen Eiweiß des Versuchs 5 unterwerfen wir in einem waagrecht am Ständer angebrachten Probierglas der trockenen Destillation. Vorher haben wir in die Mündung des Probierglases rotes Lackmuspapier und Bleiazetatpapier (siehe Versuch 15/7) geklemmt. Außer auf die Farbänderung der beiden Papiere achten wir auf die Farbe des zurückgebliebenen Eiweißrestes und den Geruch der Gase.

Wir stellen fest, daß aus dem Eiweiß neben Wasserdampf (H_2O) nach verbranntem Horn riechende Gase entweichen, Lackmuspapier wird blau, dies deutet auf Ammoniak (NH_3), Bleipapier wird schwarz, womit Schwefelwasserstoff (H_2S) nachgewiesen ist und schwarze Kohle bleibt zurück (Kohlenstoff C).

9. Eiweiß enthält somit die Elemente C, H, O, N, S, daneben sind noch Phosphor und Eisen nachweisbar. Schon beim Zucker und der Stärke mußten die Elemente mit großen Verhältniszahlen bezeichnet werden. Bei den Eiweißarten sind sie noch viel höher, und genau können sie überhaupt nicht angegeben werden.

10. Nun wenden wir uns der fast wasserhellen verdünnten Eiweißlösung in der Kochflasche zu. Wir geben 2 cm³ davon in ein Probierglas und erwärmen über der Flamme. Das Eiweiß gerinnt und die entstehenden festen Teilchen trüben die Flüssigkeit.



Eine zweite Probe mit 2 cm³ verdünnter Eiweißlösung füllen wir bis zu ¾ der Höhe mit Wasser auf und erwärmen diese nun sehr verdünnte Eiweißlösung nur in ihrem oberen Teil, damit man die eintretende Veränderung mit dem nicht erhitzten Teil vergleichen kann.

So erkennt man das Vorhandensein von geringen Mengen Eiweiß an der schwachen Trübung, die beim Erhitzen eintritt.

Die Trübung zeigt die eintretende Gerinnung an. Dieses Gerinnen ist eine besonders für das *Eiereiweiß* oder *Albumin* kennzeichnende Erscheinung.

11. Zu Eiweißlösung gießen wir wenig Kupfersulfatlösung (Röhrchen 93). Das Eiweiß gerinnt sofort. Das gleiche würde mit dem Eiweiß unserer Zellen geschehen, wenn wir Kupfersulfat durch den Magen in den Körper einführen würden. Kupfersulfat ist, wie übrigens alle Kupferverbindungen, ein Gift!

(12.) Wie verhält sich die Eiweißlösung beim Zugießen von selbst hergestellter Bleinitratlösung (Röhrchen 98)? Bleisalze sind ebenfalls giftig!

(13.) Zum Glasieren von Tongefäßen verwendet man Bleiglätte, die von eben dieser Verwendung ihren Namen hat. Saure Speisen, aber auch schon Wasser, besonders destilliertes Wasser, vermögen daraus Bleisalze herauszulösen. Man lege ein Stück Blei einen Tag in destilliertes Wasser, Durchleiten von Schwefelwasserstoffgas weist den Bleigehalt nach. Es ist ebenso Wasser zu prüfen, das in glasierten Tongeschirren gestanden hat.

(14.) Es kann vorkommen, daß beim Kochen saurer Speisen in Kupfergeschirren Kupfer in die Speisen übergeht. Ein solcher Kupfergehalt läßt sich leicht nachweisen. Zur Übung bereiten wir eine sehr dünne Kupfersulfatlösung, der man die blaue Farbe gar nicht mehr ansieht. Dann taucht man einen blank geputzten Nagel in die dünne Lösung. Nach einiger Zeit überzieht er sich mit einer schwachen Kupferschicht. Läßt man Essig einen Tag in einem Kupfergefäß stehen, so kann man darin auf obige Weise einen Kupfergehalt nachweisen.

15. Zu Eiweißlösung wird Spiritus (Alkohol) geschüttet und damit die schädliche Wirkung des Alkoholgenusses auf Zelleiweiß erkannt.

16. In einem Probierglas lösen wir ganz wenig von der in dem Röhrchen 110 enthaltenen *Gerbsäure*. Dann schütten wir die Lösung zu einer Probe der Eiweißlösung. Gerbsäure macht Eiweiß gerinnen. Darauf beruht die Verwendung der Gerbsäure zum Gerben des Leders, weil sie das in den tierischen Häuten enthaltene Eiweiß unlöslich und damit die Häute wasserfest macht.

17. Essigsäure bewirkt keine Gerinnung von Eiereiweiß. Später werden wir sehen, daß andere Eiweißarten mit Essigsäure gerinnen.

18. Salpetersäure macht das Eiweiß gerinnen. Wie verändert sich die Farbe beim Kochen der Lösung?

19. Man koche auch ein erbsengroßes Stückchen geronnenes Eiweiß mit Salpetersäure. Die auftretende Gelbfärbung ist kennzeichnend für alle Eiweißarten, also nicht nur für das bis jetzt untersuchte Eiereiweiß. In Zukunft erkennen wir also Eiweiß daran, daß es sich mit heißer Salpetersäure gelb färbt.

20. Wie ist es zu erklären, daß Salpetersäure an den Fingern gelbe Flecke verursacht? Wenn wirklich bisher noch nie Salpetersäure an die Finger gekommen sein sollte, mag doch der Versuch mit einem Tropfen gemacht werden. Man darf aber nicht vergessen, die Wirkung der Säure durch Betupfen mit Salmiakgeist zu neutralisieren. Alle Zellen unseres Körpers, also auch die Hautzellen, enthalten Eiweiß.

(21). Eine andere Eiweißprobe ist die *Biuretreaktion*. Sie wird genau so mit Eiweißlösung angestellt, wie wenn wir die Zuckerprobe (Versuch 21/2) machen wollten, nur wird zum Schluß *nicht* erwärmt. Wie ändert sich die Farbe der Lösung? Die Violettfärbung wird allerdings auch von anderen Stoffen, z. B. dem sogenannten Biuret, verursacht, ist also nicht als eindeutiger Beweis für das Vorhandensein von Eiweiß anzusehen. Wir bedienen uns meist der Salpetersäureprobe.

(22.) Es wurde bereits erwähnt, daß die Nieren bei gewissen Krankheiten Zucker ausscheiden. Es kommt nun namentlich bei Nierenentzündungen dazu, daß die Niere auch Eiweiß ausscheidet. Der Arzt muß diesen Eiweißgehalt durch die Kochprobe feststellen können. Um diese Probe nachzuahmen, können wir dem Urin etwas Eiweißlösung beimischen und erwärmen.

Es ist allerdings zu sagen, daß beim Erwärmen von Urin auch häufig eine Trübung eintritt, die von Phosphaten herrührt. Diese sind nicht krankhafterweise vorhanden. Die von Phosphaten herrührende Trübung löst sich beim Zusatz einiger Tropfen Salpetersäure, nicht aber eine durch Eiweiß verursachte. Nur eine Trübung, die auf Zusatz von wenig Salpetersäure *nicht* verschwindet, ist Eiweiß.

(23.) Ein großer Teil der gelösten Substanz des Urins besteht in sogenanntem Harnstoff. Diesen können wir in der Form von unlöslichem Harnstoffnitrat ausscheiden. Wir dampfen dazu Urin in der Porzellanschale bis zur Sirupdicke ein und gießen dann Salpetersäure hinzu. Bald scheiden sich die silbrig glitzernden Kriställchen aus, *Harnstoffnitrat.*

Eiweiß färbt sich mit Salpetersäure gelb, es riecht beim Erhitzen nach verbranntem Horn und hat die Fähigkeit zu gerinnen. **A**

Eiweiß gerinnt beim Erhitzen. **B**

26. Fleisch

1. Ein Hühnerei enthält alle Stoffe, die erforderlich sind, um daraus ein junges Hühnchen entstehen zu lassen. Das Eiweiß verwandelt sich dabei in Fleisch, Federn, Hornschnabel, Knochen usw.

Um nachzuweisen, daß Fleisch in der Hauptsache aus Eiweiß besteht, kochen wir ein erbsengroßes Stückchen Fleisch mit Salpetersäure. Es färbt sich gelb, somit ist Eiweiß nachgewiesen.

2. Wir verbrennen ein Stückchen Fleisch, das wir mit der Metallzange in die Flamme halten. Was bedeutet der Geruch nach verbranntem Horn? Dieser aus Versuch 25/8 bekannte Geruch darf immer als Zeichen für das Vorhandensein von Eiweiß oder eiweißähnlichen Stoffen gewertet werden.

3. Der Geruch ist uns vom Auflegen der heißen Eisen auf den Pferdehuf bekannt. Wir können auch ein Stückchen Fingernagel in der Flamme verbrennen und daran riechen. Beide bestehen aus Hornsubstanz, und diese ist eine Art Eiweiß.

4. Nur ein Teil des Eiweißes löst sich im Wasser. Man zerkleinere ein bohnengroßes Stück Fleisch und schüttle es im Probierglas mit Wasser. Der Fleischsaft geht zum größten Teil ins Wasser über. Wir gießen den Saft ohne die festen Fleischteile in ein anderes Probierglas und erhitzen ihn zum Kochen. Die entstehende Trübung ist Eiweiß, das in der Hitze gerinnt.

(5.) Die Trübung wird durch Filtrieren entfernt und der Saft in zwei Teile geteilt. In dem einen Teil versucht man durch zwei Tropfen Kupfervitriol einen Niederschlag zu erzeugen. Das würde nochmals auf Eiweiß schließen lassen. Wenn keine Trübung eintritt oder der Niederschlag abfiltriert ist, geben wir Gerbsäurelösung aus dem Röhrchen 110 hinzu. Gerbsäure fällt außer Eiweiß auch den Leim. Im Fleischsaft ist auch Leim enthalten.

(6.) Wie färbt sich die Flamme, wenn man an einem Eisendraht einen Tropfen Fleischsaft in die farblose Flamme hält (siehe Versuch 5/36)? Was bemerkt man, wenn man zum zweiten Teil des Fleischsaftes Silbernitratlösung (Glas 59) tropft? Fleischsaft enthält in der Hauptsache Salze.

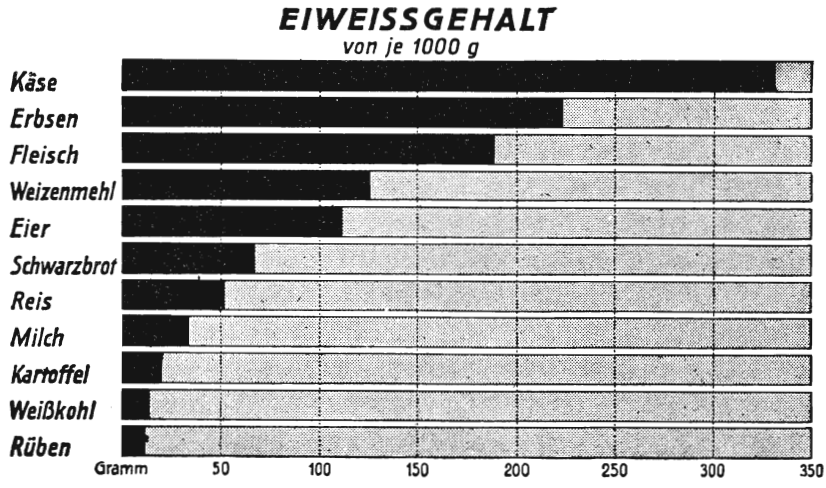
(7.) Die Fleischbrühe unserer Suppe enthält im wesentlichen Salze und nur wenig Nährstoffe, entgegen der landläufigen Meinung, die Fleischbrühe als sehr nahrhaft bezeichnet. Wir haben selbst gesehen, daß vorhin die Menge des ausgeschiedenen Eiweißes recht gering war. Richtig ist, daß die gelösten Salze die Verdauung anregen und die Eßlust steigern. Der Gehalt an solchen Stoffen ist außerdem verschieden, je nachdem man beim Kochen

1. das Fleisch in kaltes Wasser legte und allmählich mit dem Wasser zusammen zum Kochen brachte, oder
2. das Fleisch ins schon kochende Wasser einlegte.

Man behandle in zwei Probiergläsern je ein Stückchen Fleisch in obiger Weise und beachte die Menge der sich schließlich ausscheidenden Eiweißflocken.

Der Unterschied rührt daher, daß im zweiten Fall die äußersten Eiweißschichten sofort gerinnen, dadurch wird das Wasser am Eindringen in das Fleisch gehindert und kann somit nur wenig Stoffe auflösen.

(8.) Die Abbildung zeigt den Eiweißgehalt verschiedener Nahrungsmittel.



27. Milch

Zu Beginn seines jungen Lebens ernährt sich der Mensch ausschließlich von Milch. Auch für den Erwachsenen ist Milch ein hochwertiges Nahrungsmittel, weil sie sämtliche für das Leben nötigen Stoffe enthält, also Eiweiß, Kohlehydrate, Fett, Salze und Wasser. Als Abschluß unserer Untersuchungen über Nahrungsmittel ist eine Zerlegung der Milch eine dankbare Arbeit.

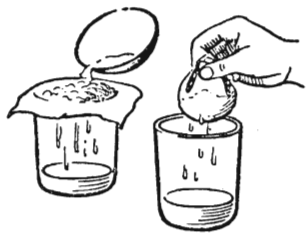
(1.) Mit dem Glasrohr als Stechheber bringen wir einen Tropfen Milch in das Wasser der Kochflasche. Er sinkt langsam darin unter, denn Milch ist etwas schwerer als Wasser; ihr spezifisches Gewicht ist 1,026 bis 1,032.

(2.) Denselben Versuch machen wir mit einem Tropfen gewässerter Milch. Diese stellen wir her, indem wir in einem Probierglas 2 cm hoch Milch mit weiteren 2 cm Wasser verdünnen.

(3.) Man läßt einen Tropfen Milch auf Papier verdunsten und bemerkt einen *Fettfleck*.

4. Ein Probierglas mit fetthaltiger Milch lassen wir einen Tag lang stehen. Das leichtere Fett schwimmt als Rahmschicht obenauf. Welchen Teil von der Höhe der Milch nimmt die Rahmschicht ein?

5. Die halbe Kochflasche oder eine Porzellanschale voll Milch, am besten Magermilch, erwärmen wir bis auf etwa 40°; aber ja nicht zum Kochen! Dann werden 3 cm^3 Essig zugesetzt und umgeschüttelt. Sofort gerinnt die Milch in groben Flocken und darüber steht das Milchwasser, jetzt allerdings mit etwas Essig vermischt. Der beobachtete Vorgang tritt im Sommer oft von selbst ein, wenn die Milch sauer wird. Blaues Lackmuspapier würde das Sauerwerden lange im voraus ankündigen. Durch Hinzufügen einer Messerspitze Natronpulver könnte man die Säure binden und das Gerinnen um einige Stunden hinausschieben.



6. Um die festen Teile der Milch von der Flüssigkeit zu trennen, filtrieren wir, aber nicht durch ein Papierfilter, sondern durch einen Leinenlappen, den wir über das Gefäß gelegt haben. Wir gießen die zerlegte Milch des vorigen Versuches auf diesen Filter. Um den Milchstoff noch mehr vom Wasser zu befreien, können wir die Ecken unseres Leinenlappens hochnehmen und den Beutel ausdrücken. Wir können auch die Eiweißprobe machen, indem wir ein Krümelchen Milchstoff an einem Draht in die Flamme halten, bis es verkohlt ist. Wieder bemerken wir den Geruch nach Eiweiß.

Milcheiweiß gerinnt nicht beim Erhitzen, es gerinnt aber auf Zusatz von Säure. **A**

Was müßte sonst beim Kochen der Milch geschehen?

7. Aus dem so erhaltenen Eiweißstoff macht man den Käse, er heißt darum auch Kasein. Wir können die ganze Masse in ein kleines Schächtelchen pressen, sie wird dann zu Käse. Bis der Käse schmackhaft wird, muß er noch eine Art Gärung durchmachen. Unser Kasein soll noch zu anderen Versuchen dienen und wird daher aufbewahrt.

8. Die durch den Leinenlappen geflossene Flüssigkeit filtrieren wir noch durch ein Papierfilter und bringen davon in einem Probierglas zum Kochen. Dabei erwärmen wir immer den oberen Teil der Flüssigkeit, weil man die eintretende Trübung durch Vergleichen mit dem unteren nicht erwärmten Teil besser erkennt. Was bedeutet die eingetretene schwache Trübung? Eine geringe Menge Eiweiß scheidet sich aus, die Milch enthält immer noch etwas *Eiweiß*. Dieses Eiweiß ist vorhin mit Säure nicht geronnen, kann also kein Kasein sein, es gerinnt aber beim Erhitzen, ist somit *Eiereiweiß*.

Eiereiweiß oder Albumin gerinnt beim Erhitzen, aber nicht mit Säure. **B**

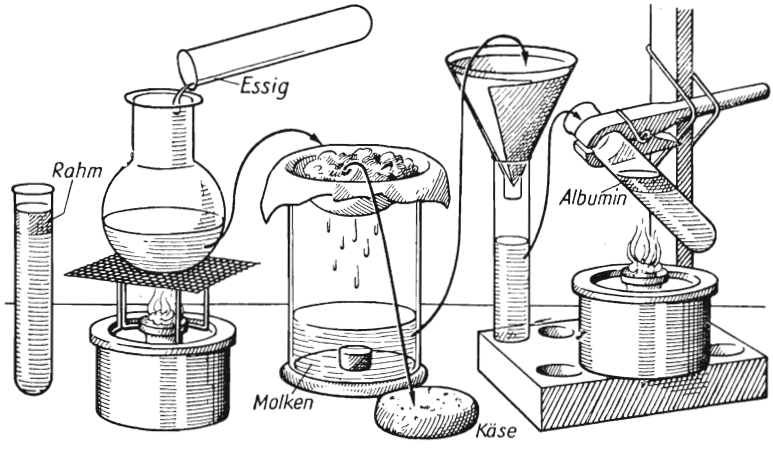
Die Milch enthält also zwei Arten Eiweiß, neben viel Kasein noch ganz wenig Albumin. Dieses bildet dann beim Kochen die sogenannte Milchhaut.

9. Wir erhitzen das Probierglas, in dem wir die Eiweißtrübung des oberen Teiles beobachtet haben, so, daß die ganze Flüssigkeit kocht und alles Aluminium ausscheidet. Nun filtrieren wir nochmals durch ein Papierfilter.

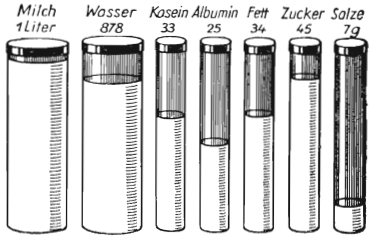
Die nun nahezu farblose Flüssigkeit schmeckt, wenn nicht viel Essig zugesetzt wurde, leicht süßlich. Sie enthält ziemlich viel *Milchzucker*, der dem Traubenzucker ähnlich ist und wie dieser durch die bekannte Zuckerprobe nachgewiesen werden kann. Man mache die Zuckerprobe mit Natronlauge und Kupfervitriol (Versuch 21/2). In einem Liter Milch sind 48 g wertvoller Milchzucker enthalten.

10. Die Milch enthält auch noch Salze. Was bemerkt man beim Zusatz von Silbernitrat zu der Lösung? Wie färbt sich die Flamme, wenn man an einem Eisendraht einen Tropfen der Lösung in die Flamme hält? Die Flammenfärbung weist auf Natrium, der Niederschlag mit Silbernitrat beweist das Vorhandensein des Salzsäurerestes Cl; in der Milch wird *Kochsalz* vorhanden sein.

Mit der aus Versuch 8/6 bekannten Probe ließe sich auch das Vorhandensein von Phosphat, und zwar Kalziumphosphat, das zum Aufbau der Knochen erforderlich ist, nachweisen.



Die Abbildung zeigt nochmals den Verlauf unserer Milchuntersuchung und in der letzten Abbildung sind die in der Milch enthaltenen Nährstoffmengen bildlich veranschaulicht.



Ein Liter Kuhmilch enthält 33 g Kasein, 25 g Albumin, 34 g Fett, 45 g Milchzucker, 7 g Salze und 878 g Wasser. **C**

Die Milch ist ein sehr wichtiges Volksnahrungsmittel. Außerdem wird noch ein beträchtlicher Hundertteil zur Aufzucht von Jungvieh verfüttert, ein weiterer Teil geht zur Gewinnung von Kasein in die Industrie.

28. Von Kleidung und Faserstoffen

Für den Menschen des gemäßigten Klimas besteht außer der Sorge um die Nahrung noch die Notwendigkeit, sich zum Schutz vor der Unbill der Witterung zu bekleiden. So wie der Mensch seine Nahrung zum größten Teil dem Pflanzenreich und zum kleineren Teil dem Tierreich entnimmt, liefern ihm Pflanzen und Tiere auch die Rohstoffe zu seiner Bekleidung.

In frühesten Zeiten hat der Mensch die Felle der erlegten Tiere als Kleidung benutzt und heute noch wärmt er sich mit ihren Pelzen. Später lernte er Geflechte aus langen pflanzlichen oder tierischen Fasern herzustellen, oder diese Fasern zu Fäden zu verspinnen, um dann aus den Fäden Gewebe herzustellen.

Von den heute meist verwendeten Gewebefasern sind Wolle und Seide tierischen Ursprungs; pflanzlicher Herkunft sind Baumwolle, Leinen und, wie wir später sehen, auch die Kunstseide. Für die Unterscheidung tierischer und pflanzlicher Fasern gibt es ein einfaches Unterscheidungsmittel:

1. Halten wir einen *Wollfaden* in eine Flamme, so beobachten wir, daß er nicht eigentlich brennt, sondern sich zu einer kleinen Kugel zusammenkrümelt. Gleichzeitig bemerken wir einen Geruch nach verbranntem Horn, wie er uns auch von verbrannten menschlichen oder tierischen Haaren her bekannt ist.

2. Der Geruch nach verbranntem Horn ist uns als ein Kennzeichen für Eiweiß schon bekannt. Wolle und Haar bestehen so gut wie alle übrigen Teile des menschlichen und tierischen Körpers in der Hauptsache aus einer Art Eiweiß. Kennzeichnend für alle Eiweißarten war auch das Verhalten gegenüber Salpetersäure. Wir bringen einige Wollfäden in ein Probierglas mit wenig Salpetersäure und erwärmen; die eintretende Gelbfärbung läßt sie als Eiweißstoff erkennen.

3. Nun soll ein Faden *echter Seide* durch Verbrennen geprüft werden. Der Geruch nach verbranntem Horn zeigt, daß die Seide tierischen Ursprungs ist.

4. Wenn man einen Faden aus *Baumwolle* anzündet, brennt er mit Flamme weiter und gibt nicht den Geruch nach verbranntem Horn, sondern riecht eher nach verbranntem Papier. An diesem Geruch erkennt man Fasern pflanzlichen Ursprungs.

5. Wir verbrennen ebenso einen *Leinenfaden,* oder eine aus einem *Sack* herausgezogene Faser von *Jute.* Auch hier tritt der Geruch nach verbranntem Papier auf, der den pflanzlichen Ursprung dieser Fasern kennzeichnet.

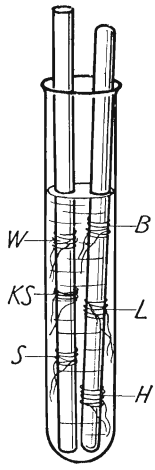
6. Die gleiche Verbrennungsprobe mit schön glänzenden Fäden von Kunstseide ergibt den Geruch nach verbranntem Papier, also nach pflanzlichen Stoffen, und gibt so einen deutlichen Unterschied gegenüber der von der Seidenraupe stammenden echten Seide.

Wir merken uns:

Tierische Fasern: Wolle und Seide riechen beim Verbrennen nach verbranntem Horn, pflanzliche Fasern: Baumwolle, Leinen, Jute und Kunstseide riechen nach verbranntem Papier. **A**

7. Ein weiterer Unterschied tierischer und pflanzlicher Fasern zeigt sich, wenn wir sie in verdünnter Natronlauge kochen. Wir binden um das Glasrohr einen Wollfaden, einen Kunstseidefaden und einen Seidefaden; um den Glasstab ebenso einen Baumwollfaden, einen Leinenfaden und eine dünne Hanfschnur. Dann stellen wir Glasstab und Glasröhre zusammen in ein Probierglas mit 4 cm hoch stark verdünnter Natronlauge und erwärmen bis zum Kochen. Wir beobachten, daß sich Seide und

Wollfaden auflösen, während Baumwolle, Leinen, Hanf und Kunstseide unverändert bleiben.



8. Wolle und Seide lösen sich in Natronlauge. Ein Unterschied ergibt sich, wenn wir wie vorhin einen Faden echter Seide und einen Wollfaden in starker *Salzsäure* kochen. Echte Seide wird gelöst, Wolle nicht.

9. Interessante Unterschiede ergeben sich im Verhalten der einzelnen Fasern gegenüber gewissen aus *Anilin* hergestellten Farbstoffen.

Der im Röhrchen 113 enthaltene Farbstoff bildet grünglitzernde Kristalle. In Wasser löst er sich aber in *roter* Farbe auf, daher der Name *Fuchsin.* Die wässerige Lösung ist bekannt als die rote Tinte. Noch besser lösen sich einige Körnchen in etwa 2 cm hoch Brennspiritus. In diese Farbstofflösung legen wir einen Seidefaden, einen Wollfaden, einen Baumwollfaden und einen Leinenfaden und erwärmen.

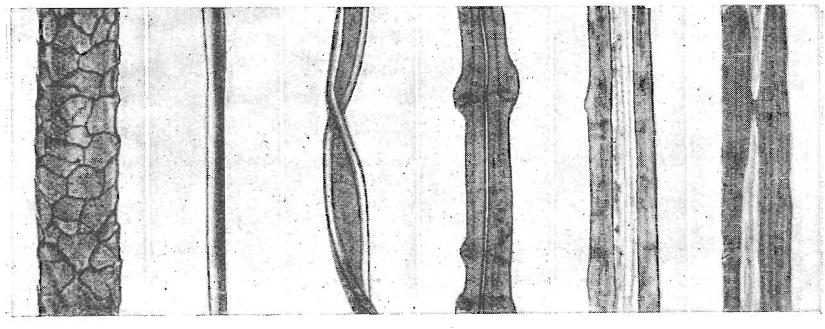
Nach dem Herausnehmen spülen wir zuerst mit Wasser ab und legen die Fäden dann in wenig Salmiakgeist. Wolle und Seide sind gefärbt; Baumwolle erscheint fast farblos, Leinen dagegen hat sich rosa gefärbt. Diese Färbung kann somit noch zur Unterscheidung von *Baumwolle* und *Flachs* dienen.

Als weitere Unterscheidungsmittel dienen uns somit:

Wolle und Seide lösen sich in Natronlauge; Kunstseide, Baumwolle, Leinen und Jute lösen sich nicht. **B**

Seide und Wolle färben sich mit gewissen Farbstoffen unmittelbar; Baumwolle und Leinen nicht oder nur nach Vorbehandlung mit Beizstoffen. **C**

10. Die bequemste Unterscheidung der Fasern gibt das mikroskopische Bild, wie man es schon in einem einfachen, etwa 100fach vergrößernden Mikroskop sehen kann.



Wolle Seide Baumwolle Leinen Hanf Jute

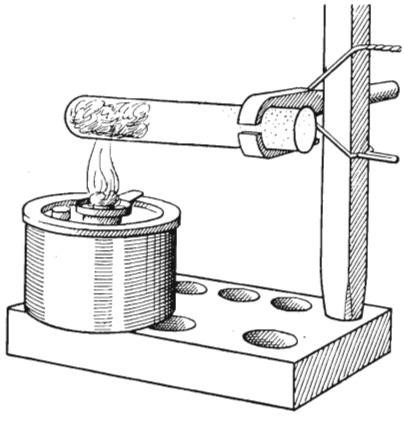
Wollfasern sind mit feinen Schüppchen bedeckt, Seide bildet glatte Fasern, Baumwollfasern bilden korkzieherartig gewundene Bänder, Leinen mehr knotige Fasern mit engem Hohlraum, Hanffasern haben oft scharf abgesetzte, wie aus Teilfäden zusammengesetzte Fasern mit weitem Hohlraum, Jutefasern sind unregelmäßig verdickt.

Zur Beobachtung unterm Mikroskop geben wir auf ein Tragglas einen Tropfen Wasser, legen nur ganz wenig Fasern hinein und bedecken mit einem Deckglas, wie sie für mikroskopische Präparate allgemein verwendet werden.

Zur Beschaffung der Fasern entnehmen wir einem Stück Gewebe einen Faden. drehen ihn auf und zerzupfen ihn dann mit zwei spitzen Nadeln. Dabei denken wir daran, daß oft die Längsfäden (Kette) und die Querfäden (Schuß) aus verschiedener Faserart bestehen, daher die Ausdrücke Halbleinen, Halbseide usw. Wir untersuchen darum Kettfaden und Schußfaden getrennt.

11. Die reinste Baumwolle besitzen wir in der Form von Watte. Wir betrachten einige Wattefasern unter dem Mikroskop und sehen die schraubigen Faserbänder der Baumwolle.

12. Watte ist unversponnene Baumwolle, sie besteht fast nur aus dem Stoff, aus dem die Zellwände der Pflanzen gebildet sind, aus *Zellstoff* oder *Zellulose*. Dieser wiederum ist verwandt mit Zucker und Stärke, er ist auch ein Kohlehydrat von der Formel



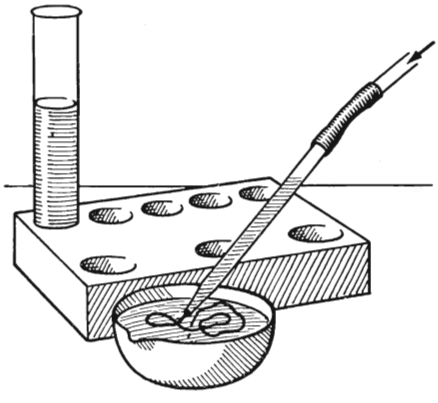
$$(C_6H_{10}O_5)x$$

Die Formel besagt, daß die genaue Anzahl der Molekülegruppen nicht bekannt ist.

Durch Erhitzen im waagrechten Probierglas kann man feststellen, daß die Baumwolle Wasser abgibt und daß schließlich Kohlenstoff zurückbleibt, wie wir es bei Kohlehydraten beobachtet haben.

13. Wenn wir einen Bausch Baumwolle längere Zeit in Wasser legen, sehen wir, daß sie nicht aufgelöst wird. Zellulose ist in Wasser unlöslich, nach Versuch 7 ist sie ebenfalls unlöslich in Lauge; auch verdünnte Säuren vermögen die Zellulose aufzulösen.

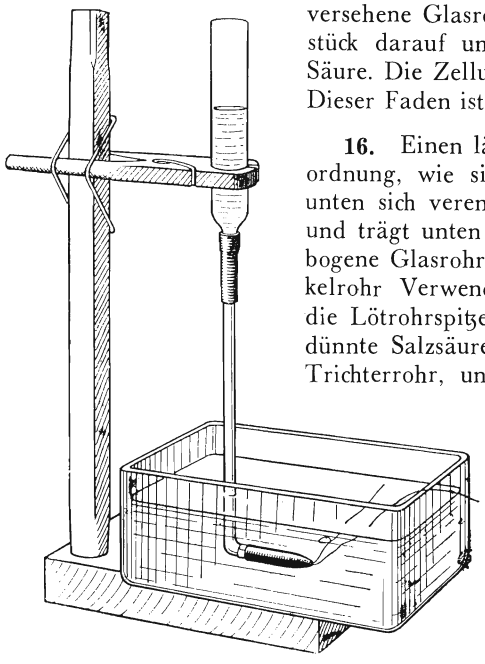
Einer der wenigen Stoffe, die Zellulose zu lösen vermögen, ist Kupferoxydammoniak. Man erhält es durch Auflösen von Kupferoxyd in Ammoniak. Wir geben



2 cm hoch Wasser in ein Probierglas und lösen darin so viel Kupfersulfat aus dem Röhrchen 93, bis die Lösung gesättigt ist. Dann gießen wir die Lösung von den ungelösten Kristallen ab und geben wenig Natronlauge hinzu. Der blaue Niederschlag ist Kupferhydroxyd, siehe Versuch 12/15. Wir filtrieren das Hydroxyd ab, bringen es in die Kochflasche und setzen nun so lange Salmiakgeist zu, bis sich alles gelöst hat. In die nun dunkelblaue Lösung geben wir einen Bausch Baumwolle. Bald sehen wir sie schleimig werden und mit der Zeit sich völlig lösen.

14. Wir gießen einige Tropfen der zellulosehaltigen Flüssigkeit in die Porzellanschale, die Wasser mit etwa $^1/_5$ unserer an sich schon verdünnten Salzsäure aus Flasche 46 enthält. Wir sehen, wie die eingegossene Lösung sofort zu einem unlöslichen Körper erstarrt.

15. Dieses Wiederfestwerden der Zellulose gibt eine Möglichkeit, künstliche Zellulosefäden herzustellen. Man füllt von der gelösten Zellulose in das mit einer Spitze versehene Glasrohr, setzt den Gummischlauch mit Mundstück darauf und bläst die Zellulose in die Schale mit Säure. Die Zellulose gerinnt zu einem glänzenden Faden. Dieser Faden ist *Kunstseide*. Abbildung Seite 140.



16. Einen längeren Faden erhält man mit einer Anordnung, wie sie in der Abbildung dargestellt ist. Das unten sich verengende Meßrohr ist am Ständer befestigt und trägt unten das zu einer Spitze ausgezogene und gebogene Glasrohr als „Spinndüse". Es kann auch ein Winkelrohr Verwendung finden, an das mit Papierdichtung die Lötrohrspitze angesetzt ist. Der Glastrog enthält verdünnte Salzsäure. Wir gießen die Zelluloselösung in das Trichterrohr, und sobald die Flüssigkeit an der Spitze austritt, aber nicht vorher, senken wir das Austrittsrohr in die Säure. Wenn sich die Öffnung verklebt, ziehen wir das Klümpchen von der Spitze weg und durch langsames Weiterziehen gelingt es, einem längeren Faden zu erzeugen.

17. Kunstseide ist immer aus Lösungsmitteln ausgefällte Zellulose, sie gibt daher beim Verbrennen den Geruch der pflanzlichen Fasern. Man unterscheidet verschiedene Arten Kunstseide. Neben der

Kupferseide, ausgefällt aus Kupferoxydammoniaklösung, gibt es heute

Azetatseide, ausgefällt aus Verbindungen der Zellulose mit Essigsäure, und

Viskose, ausgefällt aus einer Verbindung von Zellulose mit Schwefelkohlenstoff, ferner

Kollodiumseide, ausgefällt aus einer Verbindung von Zellulose mit Salpetersäure.

18. Die Unterscheidung der Kunstseidearten ist nicht leicht. Einen Anhaltspunkt geben folgende Versuche:

Beim Verbrennen in der Flamme brennt ein Faden von *Kollodiumseide* sehr rasch ab mit wenig Asche.

Ein Faden von *Azetatseide* brennt langsam, bläht sich am Ende blasig auf und riecht dabei ein wenig nach Essig.

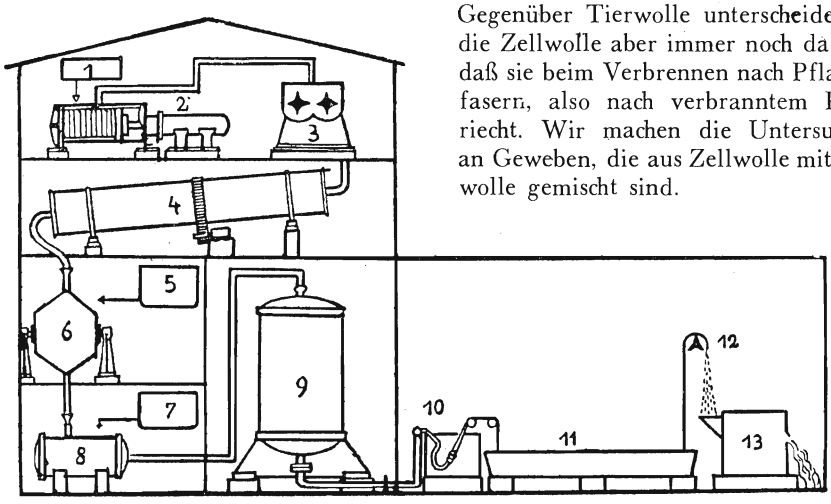
Zur Unterscheidung von *Kupferseide* und *Viskose* taucht man beide Fäden in eine Mischung von gleichen Teilen Pelikantinte und roter (Eosin-)Tinte. Der Kupferseidefaden färbt sich dabei schwarz und der Viskosefaden färbt sich rot.

Kunstseide wird in großen Mengen hergestellt, namentlich als Viskose. Im Jahre 1937 betrug die Welt-Erzeugung 548 000 Tonnen.

19. Der Kunstseidefaden ist wie der Faden der Naturseide von unbegrenzter Länge und beide geben glatte glänzende Gewebe. Um ein lockeres Gewebe in der Art der Wollgewebe zu bekommen, ist man dazu übergegangen, die Kunstseidefäden in Faserstücke von einigen Zentimetern Länge zu zerschneiden und durch einen besonderen Trocknungsvorgang zu kräuseln. Wenn man diese kurzen Fasern durch-

einanderwirbelt und in Ballen preßt, kann dieser nunmehr *Zellwolle* genannte Stoff wie Wollhaare zu Fäden gesponnen und weiter verarbeitet werden.

Gegenüber Tierwolle unterscheidet sich die Zellwolle aber immer noch dadurch, daß sie beim Verbrennen nach Pflanzenfasern, also nach verbranntem Papier riecht. Wir machen die Untersuchung an Geweben, die aus Zellwolle mit Tierwolle gemischt sind.



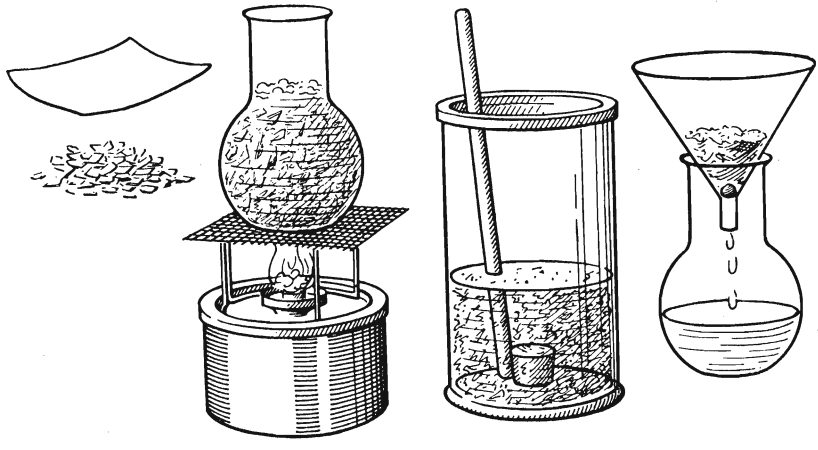
Vom Zellstoff zur Zellwolle

1 Tauchlage, 2 Tauchpresse, 3 Zerfaserer, 4 Reifetrommel, 5 Schwefelkohlenstoff, 6 Sulfidiertrommel, 7 Löselauge, 8 Lösekessel, 9 Spinnkessel, 10 Spinnbad, 11 Nachbehandlungsbäder, 12 Schneidemaschine, 13 Trocknung und Kräuselung.

Die Abbildung zeigt schematisch den Werdegang der Zellwolle. Bis zum Arbeitsvorgang des Zerschneidens ist es derselbe wie für die Viskose-Kunstseide.

29. Papier

1. Wir haben beobachtet, daß Baumwolle beim Verbrennen einen Geruch nach verbranntem Papier entwickelt und daß dieser Geruch ein Kennzeichen für pflanzliche Herkunft ist. Papier, z. B. unser Filterpapier, besteht aus fast reinem Zellstoff, von dem wir in Versuch 28/14 bereits gehört haben.



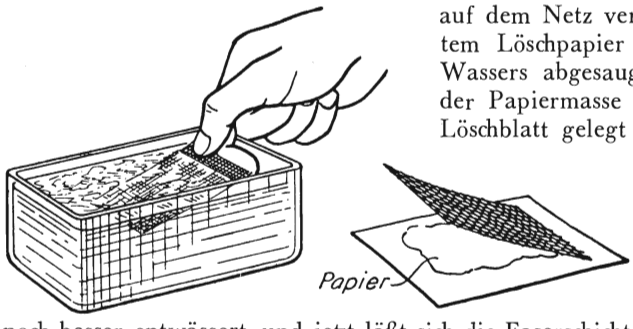
2. Wir können Papier in seine Bestandteile auflösen. Dazu schneiden wir ein Blatt Filterpapier, nachdem wir es mehrfach zusammengelegt haben, in kleinste

Schnitzel. Diese bringen wir in die Kochflasche, die zu ¾ mit Wasser gefüllt ist, geben in einem Probierglas 2 cm hoch gemessen, Natronlauge hinzu und kochen unter Umrühren mit dem Glasstab 10 Minuten lang. Nachher gießen wir die Masse in eine starkwandige Schale oder in unser Wassergefäß und zerquirlen sie unter Benutzung eines Holzstabes zu richtigem Papierbrei.

3. Um die Fasern vom Wasser und der Lauge zu trennen, legen wir in den Trichter und auf die Öffnung des Abflußrohres ein Papierkügelchen, das die Öffnung nahezu schließt, und gießen den Papierbrei in den Trichter. Die Fasern setzen sich auf dem Grund des Trichters ab. Wenn das Wasser nicht mehr abfließt, muß man das Papierkügelchen mit einem Streichholz etwas heben. Die abgeflossene Lauge kann man für andere Versuche aufheben.

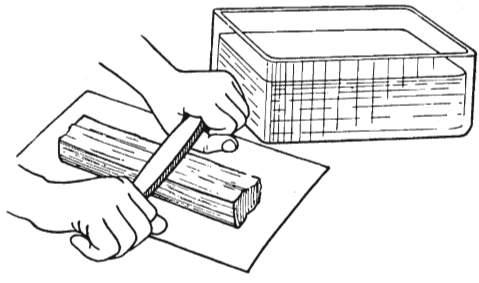
Die Fasern müssen von der restlichen Lauge befreit werden. Wir halten darum das Abflußrohr des Trichters mit dem Finger zu, füllen den Trichter mit Wasser auf und rühren mit dem Glasstab um. Dann lassen wir das Wasser wieder abfließen und wiederholen das Waschen. Lackmuspapier soll sich im Waschwasser kaum mehr blau färben.

4. Jetzt sollen die Fasern, von denen man einige erst noch unter dem Mikroskop betrachtet hat, wieder zu einem Papierblatt vereinigt werden. Dazu schütten wir sie in den Glastrog. Dann schöpfen wir sie vorsichtig mit dem flach in den Trog gehaltenen Drahtsieb unter leichtem Rütteln des Siebes so heraus, daß sie gleichmäßig auf dem Netz verteilt sind. Mit daraufgelegtem Löschpapier wird der größte Teil des Wassers abgesaugt, dann das Drahtnetz mit der Papiermasse nach unten auf ein zweites Löschblatt gelegt und angedrückt. Nach dem Abheben des Netzes haftet die Papierfaserschicht am unteren Löschblatt. Indem man nochmals ein Löschblatt auf die Papiermasse legt, wird sie noch besser entwässert, und jetzt läßt sich die Faserschicht abheben; man kann sie lose liegend trocknen lassen. Es ist Papier, ähnlich unserem Filterpapier.



Früher wurde alles Papier in dieser Weise mit Sieben aus einem Fasse (Bütte) voller Papiermasse geschöpft und hieß daher „Büttenpapier".

5. Im Jahre 1843 entdeckte F. G. Keller, daß sich Holz durch Schleifen auf einem Sandstein zerfasern läßt, und daß diese Fasern ein sehr billiges Papier geben, sog. Holzschliffpapier. Wir weichen ein Stück Fichtenholz, ein Stückchen von einer Kiste oder von einem Brett, im Wasser des Troges auf und bearbeiten es über einem Papierblatt, schabend mit einem Wetzstein, indem wir es immer wieder in das Wasser des Troges eintauchen, bis ein ziemliches Häufchen Faserstoff im Wasser sich ansammelt. Schließlich heben wir die Hälfte des Faserstoffes mit dem Drahtnetz heraus und trocknen sie zu einer Papierschicht. Unser Holzpapier ist wahrscheinlich nicht ganz weiß.



6. Wenn man das Holz vor dem Schaben mit Wasser aufkocht, wird es braun, und daraus hergestellter Holzschliff wird zu brauner Pappe verwendet. Wir machen den Versuch und schaben gekochtes braunes Holz.

7. Das aus Holzschliff hergestellte Papier vergilbt im Laufe der Jahre, es wird darum nur für Tageszeitungen und ähnliches verwendet. Holz ist zwar in der Hauptsache, nämlich zu etwa 58% *Zellulose,* enthält aber noch etwa 28% besonderen Holzstoff, *Lignin;* den Rest bilden Wasser, Eiweißstoffe, Kohlehydrate aus dem eingetrockneten Zellinhalt, sowie auch Salze, die wir in der Untersuchung der Holzasche gefunden haben.

Holz kann zur Herstellung guten Papiers nur dann Verwendung finden, wenn zuvor das Lignin daraus entfernt wurde.

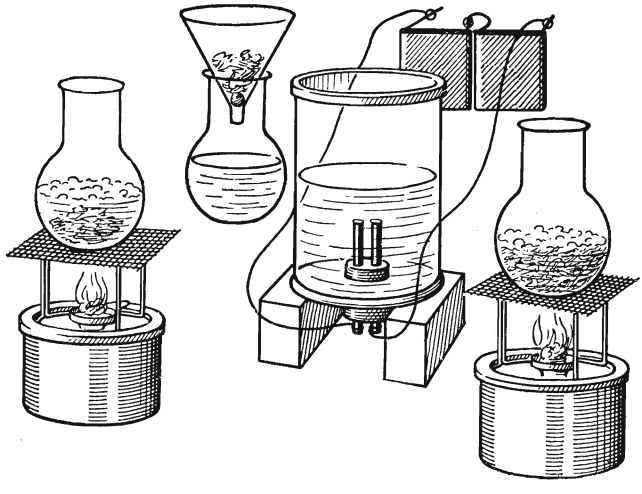
8. Zum Nachweis des Lignins, und damit des Holzes, dient die Probe mit Anilin-Chlorid. Wir gießen in ein Probierglas einige Tropfen Anilin aus dem Röhrchen 103 und füllen das Probierglas bis zur Hälfte mit Wasser auf. Das Anilin löst sich und das Anilinwasser bewahren wir für spätere Versuche auf.

Zu 2 cm hoch Anilinwasser gießen wir wenig Salzsäure, wir erhalten Anilinchlorid. Geben wir einen Tropfen Anilinchlorid auf ein Stück Holz, so wird es sofort stark gelb. Diese Gelbfärbung wird durch den Holzstoff, das Lignin, bewirkt.

9. Wir befeuchten Zeitungspapier mit einem Tropfen Anilin-Salzsäurelösung, ebenso ein Blatt Filtrierpapier. Nur das erstere wird gelb und kennzeichnet sich dadurch als gewöhnliches Holzschliffpapier.

Das Filtrierpapier ist auch aus Holz hergestellt; die Zellulose des Holzes ist aber ganz von den Ligninstoffen befreit worden, indem man kleingehacktes Holz in großen geschlossenen Kesseln mit Natronlauge oder mit heißer Kalziumbisulfitlösung unter hohem Druck kocht. So entsteht Holzzellstoff oder Zellulose. Das daraus hergestellte Papier gibt mit Anilin keine Gelbfärbung. Probe mit gutem Schreibpapier. Je nach der verwendeten Lauge unterscheidet man Natronzellstoff oder Sulfitzellstoff.

10. Wir kochen die Hauptmenge des selbst erzeugten Holzschliffes mit Natronlauge. Dazu schöpfen wir den Holzschliff zuerst aus dem Glastrog und geben ihn zur Trennung vom Wasser in den Trichter wie in Versuch 3. Nachdem das Wasser abgelaufen ist, bringen wir den Holzschliff in die halb mit Wasser gefüllte Kochflasche und fügen 2 cm hoch im Probierglas abgemessene Natronlauge hinzu. Während des Kochens färbt sich die Masse infolge der chemischen Einwirkung mehr und mehr gelb.



11. Der Holzschliff soll, wie dies in der Papierherstellung auch geschieht, gebleicht werden. Dazu kann Chlorkalk oder die in Versuch 12/7 durch Zersetzung von

Kochsalz gewonnene Bleichlauge dienen, wobei der Strom aber durch Kohlestifte zu- und abgeleitet werden muß. Die Lösung wird zersetzt in Natrium und Chlor. Das Natrium, das sich an dem einen Kohlestift ausscheiden sollte, verbindet sich sofort mit Wasser zu Natronlauge NaOH. Am Stift steigt dann nur noch der eine überzählig gewordene Teil Wasserstoff auf. Das am anderen Stift aufsteigende Chlor verbindet sich mit Natronlauge gemäß der Formel

$$NaOH + Cl = NaOCl \text{ Natriumhypochlorid.}$$

Wenn der Strom einige Zeit geflossen ist, tritt an Stelle des Chlorgeruches der an Chlorkalk erinnernde Geruch des Hypochlorids. Wir legen Lackmuspapier in die zerlegte Kochsalzlösung. Die Entfärbung zeigt uns, daß wir eine Bleichlauge erzeugt haben. Damit die Lauge stark genug wird, soll die elektrische Zerlegung je nach der Stärke des Stromes eine halbe bis eine ganze Stunde dauern.

12. Nun bringen wir den Zellstoff nochmals in den Trichter, um die Natronlauge abfließen zu lassen. Nachher gießen wir die Bleichflüssigkeit in die Kochflasche und geben den im Trichter liegenden Zellstoff ebenfalls dazu. Dann erwärmen wir die Bleichflüssigkeit bis fast zum Sieden und sehen, wie sich der Zellstoff zusehends bleicht.

13. Der gebleichte Zellstoff wird wieder im Trichter ausgewaschen und dann im Wasser des Troges aufgeschwemmt, mit dem Drahtnetz herausgeschöpft und als Papier davon abgehoben. Das Papierblatt kann später noch völlig getrocknet und unter Verwendung eines heißen Bügeleisens geglättet werden.

14. Nun machen wir an dem eben verfertigten Papier die in Versuch 8 erwähnte Probe mit Anilinchlorid und gleichzeitig nochmals mit einem kleinen Stückchen des reinen Holzschliffes aus Versuch 5.

Bei dem mit Natronlauge behandelten Holzstoff bleibt die Gelbfärbung ganz aus oder tritt nur sehr schwach ein, weil alles Lignin zerstört wurde. Unser Papier ist holzfrei, es ist reine Zellulose.

In ähnlicher Weise wird auch durch Kochen des Holzes mit Kalziumbisulfit, das aus gebranntem Kalk, Wasser und Schwefeldioxyd hergestellt wurde, Zellulose gewonnen.

Nur ein Teil des so gewonnenen Zellstoffes wird unmittelbar auf Papier verarbeitet. Ein großer Teil wird getrocknet und als Zellulose in Tafeln an Kunstseidefabriken geliefert.

15. Das von uns hergestellte Papier ist wie Filtrierpapier von Poren durchsetzt und nicht schreibfähig. Um schreibfähiges Papier zu erhalten, muß das Papier noch geleimt werden, indem man dem Papierbrei Harzleim hinzufügt.

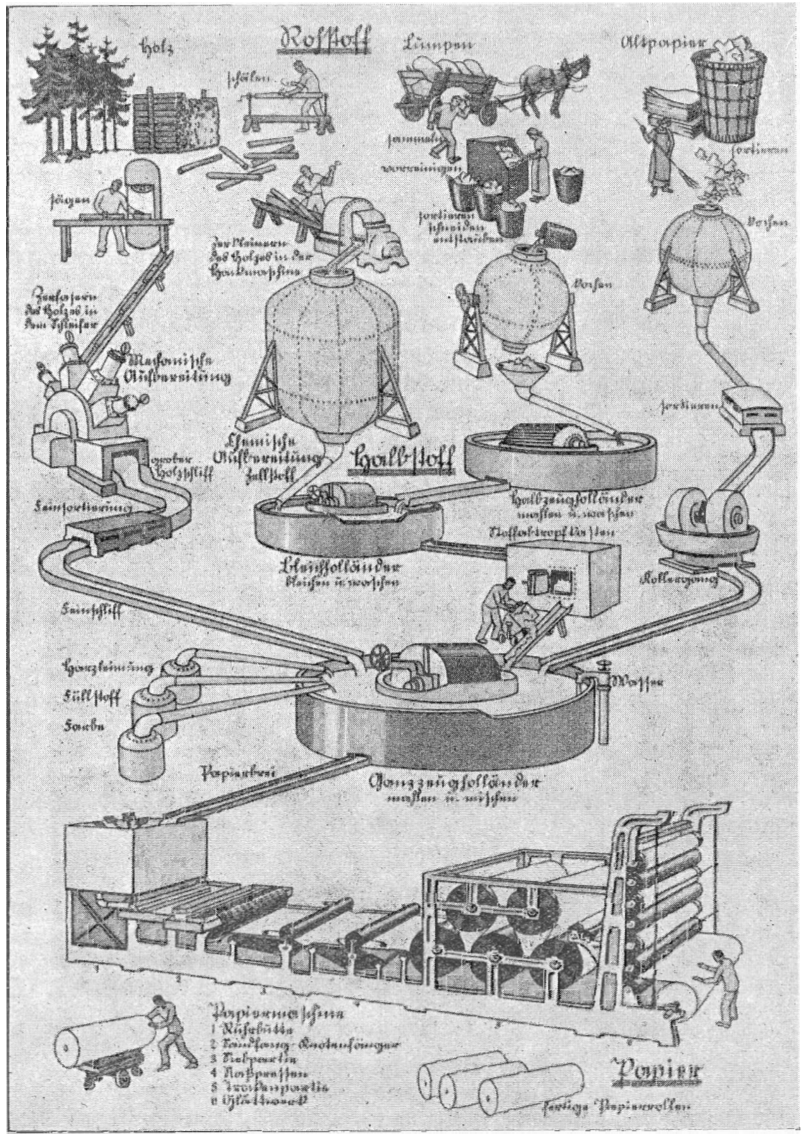
Zur Erzeugung des Harzleims kochen wir einige Stücke Kolophonium in starker Sodalösung. Bald schäumt die Flüssigkeit, weil Harzseife entstanden ist. Diese läßt sich nach Erkalten abschöpfen. Um zu untersuchen, ob tatsächlich eine Seife entstanden ist, lösen wir etwas Harzseife in einem Probierglas mit Wasser auf und schütteln. Wir bemerken die Entwicklung eines kräftigen Schaumes.

Aus der Harzseife entsteht durch Hinzufügen von Aluminiumsulfat *Harzleim*. Dieser Leim wird der Papiermasse nebst Füllstoffen und Farbstoffen vor der eigentlichen Verarbeitung in der Papiermaschine zugesetzt.

16. In der Abbildung ist der Weg von den verschiedenen Rohstoffen bis zum fertigen Papier dargestellt:

Links wird Fichtenholz in Stücke zerschnitten, dann im Holzschleifer unter Druck gegen den rasch umlaufenden nassen Schleifstein gepreßt, und so zerfasert. Der Holz-

schliff wird mit viel Wasser in den Ganzzeugholländer geleitet. Daneben ist gezeichnet, wie Holz chemisch aufbereitet wird, nachdem es zuvor in der Hackmaschine zu Schnitzeln zerschlagen wurde. Die Schnitzel werden in dem Kocher unter einem Druck von 8—10 Atmosphären bei einer Temperatur von 170° fünf Stunden lang mit verdünnter Lauge gekocht. Der so gewonnene ligninfreie Zellstoff gelangt dann in den



Bleichholländer und wird hier gründlich mit Bleichlauge durchsetzt. Hier kommt die gebleichte Zellulose mit anderem Papierstoff zusammen, der aus sorgfältig sortierten Baumwollumpen durch Kochen in einem Kugelkocher und darauffolgendes Mahlen in einem Halbzeugholländer entstanden ist. Dieser Papierstoff aus Lumpen muß ebenfalls der Bleichung unterworfen werden.

Rechts ist angedeutet, wie aus Altpapier durch Kochen und nachheriges Zerkleinern in einem Kollergang ebenfalls Papierstoff entsteht.

Im Ganzzeugholländer werden je nach den gewünschten Eigenschaften des Papiers verschiedene Mengen der einzelnen Papierstoffe gründlich gemischt und schließlich der eigentlichen Papiermaschine zugeführt. Hier wird der Faserbrei auf umlaufenden Sieben entwässert und zwischen geheizten Walzen getrocknet und geglättet, bis am Ende der Maschine die fertigen Papierrollen abgenommen werden können.

Eine Papiermaschine ist bis zu 100 m lang und erzeugt im Tag bis zu 130 Tonnen Zeitungspapier.

30/1

Die Schätze der Erde

Im Kampf um die Nahrung hatte sich der Mensch seit den frühesten Zeiten an das gehalten, was ihm Pflanzen- und Tierreich darboten. Pflanzen und Tiere gaben ihm auch die Faserstoffe zur Herstellung einer immer vollkommener werdenden Bekleidung. Heute verwandelt seine chemische Kunst sogar das Holz in prächtige Gewebe.

Holz hatte ihm ursprünglich als Werkstoff zu allerhand Geräten und Werkzeugen und schließlich als Baustoff für seine Wohnung gedient. Mit der Entdeckung des Feuers wurde Holz sein einziger und reichlich vorhandener Brennstoff. Mit dem Gebrauch des Feuers hat der Mensch den ersten chemischen Vorgang, die Oxydation, in seinen Dienst genommen und damit seine Herrschaft über die Erde begründet. Indem er die Wände seiner Behausung mit Lehm abdichtete und aus Lehm seine ersten Gefäße formte, die er in der Hitze des Feuers festwerden ließ, begann er erstmals nach den Schätzen der Erde zu greifen.

Heute ist der Reichtum eines Landes nicht mehr allein durch die Fruchtbarkeit und die Erzeugnisse der Landwirtschaft bedingt, sondern ebensosehr durch die Art und Menge der Rohstoffe, die der Mensch aus den Tiefen der Erde hervorzuholen vermag, seien es nährende Salze, krafterzeugendes Erdöl, die wärmespendende Kohle oder Metalle zu Geräten, Werkzeugen und Maschinen.

30. Das Eisen

Zu den am frühesten bekannten Metallen sind sicherlich Gold und Silber zu rechnen, weil diese nicht selten in größeren Stücken rein gefunden werden und durch einfaches Hämmern zu Zierstücken geformt werden konnten. Später wurden gemischtes Zinn und Kupfer als Bronze benutzt. So geschätzt diese Metalle ob ihres Glanzes auch sein mögen, werden sie doch von dem *Eisen* an Gebrauchswert für den Menschen weit übertroffen.

Der Mensch hat erst in verhältnismäßig gar nicht weit zurückliegender Zeit gelernt, das Eisen zu gewinnen und zu verarbeiten. Dies rührt daher, daß das Eisen kein Edelmetall ist, sondern sich leicht mit Sauerstoff verbindet und darum sozusagen überall nur als Oxyd vorkommt, sei es als

Fe_2O_3 Roteisenstein,
$Fe(OH)_3$ Brauneisenstein,
$FeCO_3$ Spateisenstein = Eisenkarbonat.

Mancherorts kommt es auch vor als

FeS, Eisensulfid.

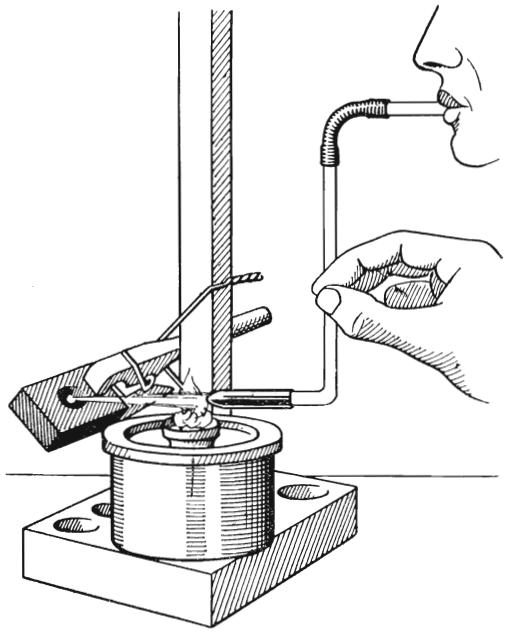
Diese Erze sind nun als Verbindungen mit Sauerstoff gar kein Eisen, es läßt sich also nicht einfach durch ihr Erhitzen das Eisen herausschmelzen, so wenig wie man aus dem gebrannten Kalk CaO durch einfaches Erhitzen das Metall Ca herausschmelzen kann, obschon es zweifellos darin ist. Erst wenn auf irgendeine Weise der Sauerstoff von den Eisenerzen genommen ist, kann man sie erhitzen, und dann erhält man flüssiges Eisen.

1. Als in Versuch 3/23 Sauerstoff zum Eisen hinzutrat, nannte man den Vorgang eine *Oxydation;* ein Wegnehmen von Sauerstoff bezeichnet man als *Reduktion* vom lateinischen reducere = zurückführen. Eine Reduktion der Erze ist nur dadurch

möglich, daß man dem Sauerstoff Gelegenheit gibt, sich mit einem anderen Körper zu verbinden, der noch gieriger nach Sauerstoff ist als das Eisen selbst. Ein solcher Stoff, der sich begierig mit Sauerstoff verbindet, ist glühende Kohle.

2. Auf ein Stückchen Holzkohle, das mit der Lötrohrflamme zum Glühen gebracht wurde, streuen wir Salpetersalz. Das lebhaftere Brennen hatten wir schon in Versuch 7/6 beobachtet und auf das Hinzutreten von reinem Sauerstoff zurückgeführt. Hier ist auch Sauerstoff hinzugekommen. Die Kohle hat dem Salpeter, der ja drei Teile Sauerstoff enthält, den Sauerstoff weggenommen, um ihn zur eigenen Verbrennung zu benutzen. Sie hat den Salpeter *reduziert* und sich selber *oxydiert.*

3. Durch Glühen eines bohnengroßen Häufleins Bleinitrat aus dem Röhrchen 98 erhält man in der Porzellanschale ein gelbes Pulver, PbO = Bleioxyd, bekannter noch unter dem Namen *Bleiglätte.* Niemand würde denken, daß hinter dem gelben Pulver das Metall Blei steckt. Auch das starke Erhitzen hat jetzt kein Blei herausfließen lassen, obschon doch Blei sonst sehr leicht schmilzt. Es ist eben kein Blei, sondern *Bleioxyd,* ein Stoff von ganz anderen Eigenschaften. Übrigens ist solches Bleioxyd schon fertig in dem Röhrchen 104 enthalten; für den nächsten Versuch kann von diesem genommen werden.



4. Diesem Bleioxyd wollen wir durch glühende Kohle den Sauerstoff entziehen lassen. Wir machen auf der Holzkohle ein kleines, 2 mm tiefes, flaches Grübchen und geben ein erbsengroßes Häuflein Bleioxyd hinein. Dann bringen wir durch vorsichtiges Blasen, damit das Bleioxyd nicht fortfliegt, die Umgebung der Grube in Glut und schließlich die Grube selbst. Die Bleiglätte schmilzt zu einer Kugel zusammen, sobald sie ihren Sauerstoff an die Kohle abgegeben hat. Abbildung.

5. Um zu erkennen, daß die gewonnene Kugel wirklich Blei ist, streichen wir mit ihr über ein Blatt Papier. Sie hinterläßt einen schwarzen Strich, daher die frühere Verwendung von Blei als Schreibstift und die heute noch gebräuchliche Bezeichnung „Bleistift".

Das Kügelchen läßt sich mit dem Messer zerschneiden, was ebenfalls dafür spricht, daß es wirklich aus Blei besteht.

(6.) Den Hergang der Gewinnung des Bleies aus Bleioxyd bezeichnen wir als eine Reduktion. Wir könnten den gleichen Versuch mit Silberoxyd aus dem Röhrchen 91 vornehmen. Die Kohle entzieht dem Silberoxyd den Sauerstoff, und wir erhalten ein Kügelchen Silber.

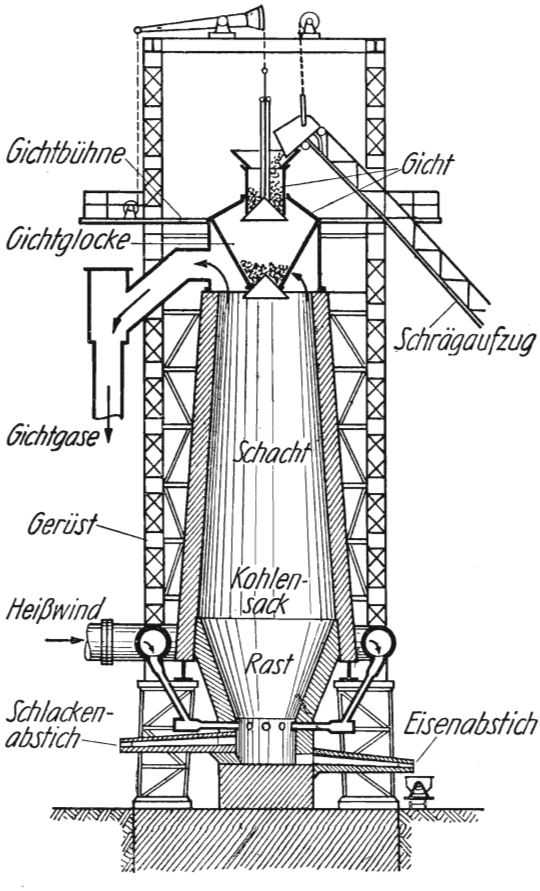
(7.) Wir könnten auch versuchen, aus Kupferoxyd Kupfer zu gewinnen. Dieser Versuch wird aber nicht gelingen, weil Kupfer während des Abkühlens wieder oxydieren würde. Wir streuen in ein neues Kohlengrübchen außer Kupferoxyd noch etwa halb so viel pulverige Soda. Diese schmilzt mit und umhüllt das Kupfer, so daß es nicht oxydieren kann. Nach dem

Zusammenschmelzen legt man die Masse in ein Uhrglas mit Wasser. Die Soda löst sich, und rotes Kupfer wird sichtbar.

Die Soda spielt die Rolle des Zuschlages bei der Eisengewinnung, d. h. sie schützt das geschmolzene Metall vor neuem Oxydieren.

(8.) Die Eisenerze, die als Rohstoffe für die Eisengewinnung dienen, sind entweder Oxyde, oder sie werden zuerst noch geröstet, damit sie zu Oxyden werden. Diesen Erzen muß der Sauerstoff entzogen werden. Dies geschieht im *Hochofen.*

Der Hochofen ist 25—30 m hoch und hat einen Durchmesser von 6—8 m bei einer Wandstärke von 0,8—1 m. Er ist aus feuerfesten Steinen gemauert, die durch Eisenringe zusammengehalten werden. Dabei ruht der ganze obere Teil des Ofens auf 6 bis 8 gußeisernen Säulen, damit der untere, durch die Hitze der Zerstörung rascher ausgesetzte Teil, bestehend aus Rast und Gestell, ersetzt werden kann, ohne daß der obere Schachtteil abgebrochen zu werden braucht. Im Gestell sind eine obere Öffnung, der Schlackenstich, und eine tiefer liegende Öffnung für den Abfluß des Eisens, der Eisenstich, angebracht. In das Gestell münden rundherum die Zuführungsröhren für die zum Verbrennen des Heizmaterials erforderliche Luft, als sogenannte Windformen oder Düsen. Es sind doppelwandige Röhren, in deren Zwischenraum kaltes Wasser fließt. Sie entnehmen die Luft aus der rund um die Ofenwand geführten Windleitung. Zur Erzeugung einer Tonne Roheisen sind 3000 m³ heiße Luft oder Wind erforderlich. Die durch den Verbrennungsvorgang entstehenden Gase, die sogenannten Gichtgase, werden oben durch ein Rohr abgesaugt.



Brennmaterial und Erz werden aus einem Fülltrichter mit luftdichtem Abschluß in den Ofen eingebracht, oder häufiger unter Verwendung von geschlossenen Kübeln, die durch einen Aufzug hochgezogen und auf den Ofen aufgesetzt werden. Dann öffnet sich der Boden des Kübels und der Inhalt verteilt sich gleichmäßig im Ofen. Als Brennmaterial kann Holz nicht verwendet werden, weil sich die darin enthaltenen Stoffe mit dem gewonnen Eisen verbinden würden. Früher verwendete man Holzkohle, die aus fast reinem Kohlenstoff besteht. Heute ist an Stelle der Holzkohle der aus Steinkohle erzeugte Koks getreten. Der Ofen wird für Dauerbetrieb abwechselnd mit einer Schicht Kohle und Erz beschickt.

Der Erzbeschickung wird noch ein sogenannter Zuschlag beigegeben. Dieser besteht aus Kalk, wenn das Erz Quarzgestein eingeschlossen enthält; der Zuschlag ist Quarzsand, wenn das Erz mit Kalk vermengt ist. Der Zuschlag schmilzt dann mit den verunreinigenden Gesteinen zu einer glasähnlichen Masse, der Schlacke, zusammen, die auf dem geschmolzenen Eisen schwimmt und so von ihm getrennt durch die als Schlackenstich bezeichnete Öffnung abgeblasen wird.

Der Kohlenstoff verbrennt im unteren Teil des Ofens zu Kohlendioxyd gemäß der Formel $C + O_2 = CO_2$. Indem das CO_2 durch darüberliegende ebenfalls glühende Kohlenschichten streicht, tritt ein Teil des Sauerstoffes aus dem Kohlendioxyd aus und verbindet sich mit der Kohle. Es entstehen zwei Teile Kohlenmonoxyd von der Formel CO.

Kohlenmonoxyd ist gewissermaßen halbgesättigt an Sauerstoff; wenn es durch das Eisenerz hindurchstreicht, entnimmt es Sauerstoff aus dem Eisenerz und wird dadurch wieder zu Kohlendioxyd. Ein Teil des Kohlenmonoxyds gelangt über die Kohlenschichten an die Gicht. Das abzusaugende Gichtgas enthält außer 60% Luftstickstoff etwa 12% Kohlenmonoxyd. Während Kohlendioxyd die Flamme löscht, ist das nicht vollständig verbrannte Kohlenmonoxyd des Gichtgases noch brennbar. Ein Teil wird daher für die Vorwärmung der Luft benutzt, was in den Winderhitzern geschieht, von denen immer mindestes drei vorhanden sind.

Sobald im unteren Teil des Hochofens durch das aufsteigende Kohlenmonoxydgas dem nicht schmelzbaren Erz der Sauerstoff entzogen ist, kann das freigewordene Eisen schmelzen, es sickert durch die glühende Kohlenschichten in den untersten Teil des Ofens.

Oben auf dem flüssigen Eisen sammelt sich die durch Zusammenschmelzen des im Erz stets vorhandenen Gesteins und des Zuschlags entstandene Schlacke, die ständig durch die *Schlackenrinne* abfließt. Das flüssige Eisen wird von Zeit zu Zeit durch den sogenannten *Eisenstich* abgelassen, es gelangt meist in fahrbare Roheisenpfannen und wird in einem großen ausgemauerten Behälter, dem *Roheisenmischer*, gesammelt, für die unmittelbare Verwendung zum Guß oder für die Weiterverarbeitung zu schmiedbarem Eisen.

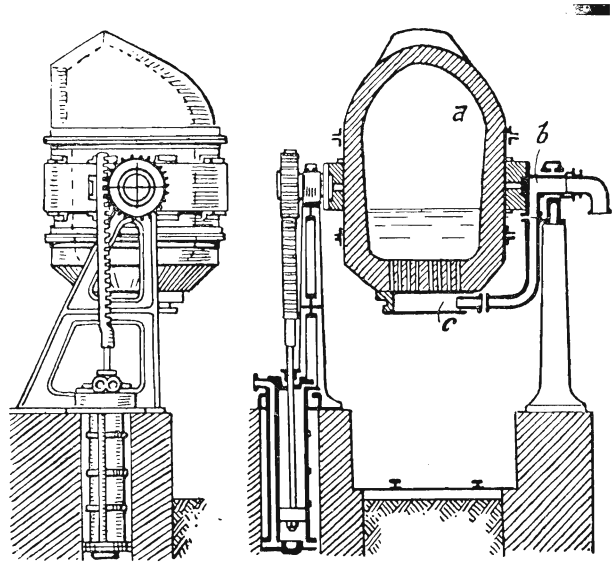
9. Beim Durchsickern durch die Kohle hat das Eisen Kohlenstoff in sich aufgelöst, der im erstarrten Eisen kleine Flitterchen bildet. Diese bewirken, daß das Eisen sehr spröde ist, bei Hammerschlägen zerspringt und daher nicht schmiedbar ist, sondern nur als Gußeisen verwendet werden kann.

Die Kohlenflitterchen im Gußeisen weisen wir nach, indem wir ein Stückchen Gußeisen oder Gußeisendrehspäne in einem halb mit Salzsäure gefüllten Probierglas auflösen. Das mag unter Umständen einen ganzen Tag dauern. Nachher sehen wir in der Lösung schwarze Pünktchen, eben den gesuchten Kohlenstoff. Nach vollständiger Lösung des Eisens filtrieren wir und haben dann den Kohlenstoff auf dem Filter.

Die durchfließende Lösung ist das aus dem Versuch 6/28 bekannte Eisenchlorid. Durch Hinzufügen von Blutlaugensalz könnte man damit die bekannte Blaufärbung erhalten.

(10.) Um aus dem Roheisen schmiedbares Eisen zu erhalten, muß der Kohlengehalt des Eisens vermindert werden. Man bläst hiezu so lange Luft durch die flüssige Eisenmasse, bis dieser Kohlenstoff verbrennt. Die Entkohlung erfolgt in der nach dem Erfinder benannten *Bessemerbirne*.

(11.) Die Bessemerbirne (in der Abbildung a) ist ein mit feuerfesten Steinen ausgemauertes Gefäß aus Eisenblech, das sich um eine Achse (b) drehen läßt. Die Achse ist einerseits hohl und dient zur Zuleitung von Druckluft nach dem Windkasten (c). Der Boden der Birne ist von etwa 100 Löchern durchbrochen.



Die Birne kann zum Einfüllen des flüssigen Roheisens aus dem vom Mischer kommenden Wagen gekippt werden. Dabei sind die Windöffnungen noch frei. Dann wird ein kräftiger Strom Blasluft angesetzt und die Bessemerbirne aufgerichtet, so daß das flüssige Eisen etwa 30 cm über dem Siebboden steht. Die strömende Luft verhindert, daß das Eisen nach unten in den Windkasten fließt. In dieser Stellung dringt die Luft in Blasen durch das glühende Eisen und verbrennt dabei den Kohlenstoff, so daß eine Flammengarbe aus der Öffnung heraustritt. Wenn diese Feuererscheinung aufhört, also der Kohlenstoff verbrannt ist, muß die Birne wieder gekippt und der Luftstrom abgestellt werden. Durch noch tieferes Kippen bringt man das Eisen zum Ausfließen in die Transportpfanne. Diese kann über eine Anzahl Gießformen geführt werden. Das flüssige Eisen wird in diese Formen gegossen. Nach einiger Zeit werden die Formen abgenommen und die noch glühenden Blöcke auf Wagen zur weiteren Verformung ins Walzwerk gebracht. Das kohlenstoffarme Eisen heißt *Flußeisen,* es läßt sich im glühenden Zustand durch Walzen, Hämmern und Schmieden verformen. Daher auch der Name *Schmiedeeisen.*

Wenn ein Eisenerz Phosphor enthält, wird das Schmiedeeisen in Glühhitze zwar schmiedbar, bleibt aber in der Kälte brüchig. Durch das *Thomasverfahren* bringt man Kalk in das flüssige Eisen der Bessemerbirne, der dem Eisen die Phosphorsäure entzieht und dadurch zu phosphorsaurem Kalk wird. Unter der Bezeichnung Thomasschlacke wird dieser gemahlen und als Thomasmehl zu Düngezwecken verkauft.

12. Wenn wir uns eine kleine Probe Thomasmehl beschaffen können, machen wir damit die Probe auf Phosphorsäure mit Ammoniummolybdat und Salpetersäure nach Versuch 8/6.

Nachher kann man durch Zugießen von Schwefelsäure Gips ausfällen, also beweisen, daß die Phosphorsäure an Kalk gebunden war.

13. Eisen, das ganz frei ist von Kohlenstoff, ist für die Verwendung von Werkzeugen zu weich. Wenn man dem aus der Bessemerbirne kommenden Eisen wieder eine kleine Menge kohlenstoffhaltiges Roheisen zusetzt, erhält man Eisensorten von verschiedenen Eigenschaften.

Eisen mit 2,5—6% Kohlenstoffgehalt ist Gußeisen
Eisen mit 0,6—2,5% Kohlenstoffgehalt ist Stahl,
Eisen mit 0,2—0,6% Kohlenstoffgehalt ist Schmiedeeisen.

14. Eine besonders wertvolle Eigenschaft des Stahls ist seine Härtbarkeit. Der Eisendraht aus unserem Kasten läßt sich leicht biegen; wenn wir dies mit einer Nähnadel versuchen, merken wir, daß sie bedeutend härter ist und weniger biegsam. Nun glühen wir sowohl Nadel als Eisendraht und lassen beide langsam abkühlen, indem wir sie allmählich nach oben aus der Flamme entfernen. Jetzt soll sich auch die Nadel leicht biegen lassen, wie es der Eisendraht immer noch tut.

15. In einem weiteren Versuch werden der glühende Eisendraht und die glühende Nadel, unmittelbar von der Flamme weg, durch Eintauchen in kaltes Wasser plötzlich abgekühlt. Wie steht es jetzt mit der Biegsamkeit der beiden Metalle? Die Stahlnadel ist nun hart und bricht beim Versuch, sie zu biegen; der Eisendraht ist immer noch in gleicher Weise biegsam. Stahl läßt sich durch Erwärmen weich und bearbeitbar machen. Nachdem er seine Form erhalten hat, wird er durch rasches Abkühlen sehr hart, und solche gehärteten stählernen Werkzeuge nutzen sich dann weniger rasch ab.

16. Weil sich die Blöcke aus Flußstahl und Flußeisen nicht zur Weiterverarbeitung eignen, bringt man sie durch Walzen in die Form von Schienen, U-Eisen, T-Eisen, L-Eisen, Stabeisen und Eisenblechen.

In der beiliegenden Tafel I ist dieser Weg des Eisens vom Erz bis zur Schiene bildlich dargestellt.

31. Andere Metalle

Zinn

Lange bevor die Menschen das Eisen zu gewinnen verstanden, verfertigten sie Geräte und Waffen aus Bronze, d. h. aus einer Mischung von Kupfer und Zinn. Wir betrachten zuerst das *Zinn*. Es hieß im Altertum „stannum" und hat daher das Zeichen Sn. Es ist ziemlich schwer, silberweiß, oxydiert in der Kälte nicht, es ist sehr dehnbar und läßt sich zu dünnen Blättern auswalzen, die man Stanniol nennt. Heute wird an Stelle der Zinntuben und des eigentlichen Stanniols (aus Zinn) häufiger das leichter zu beschaffende Aluminium verwendet.

1. Um Aluminiumfolie von Zinnfolie zu unterscheiden, erwärmen wir ein Stückchen Aluminium aus der Tüte unseres Kastens in verdünnter Salpetersäure. Merkwürdigerweise wird im Gegensatz zu den übrigen Metallen das Aluminium von Salpetersäure nicht angegriffen, das Sieden und die scheinbare Gasentwicklung hören nach Entfernen der Flamme auf.

2. Wenn wir dagegen ein Stück einer Tube aus richtigem Zinn in gleicher Weise mit Salpetersäure erhitzen, bildet sich unter Gasentwicklung eine weiße Trübung und daraus ein weißer Niederschlag. Dieser ist *Zinnsäure* von der Formel H_2OSnO_2.

3. Wir haben nun die Möglichkeit, Verpackungsfolien daraufhin zu untersuchen, ob sie aus Aluminium oder aus Zinn bestehen. Wir untersuchen ebenso einige von einem alten Zinngefäß abgeschabte Späne.

4. Wirkliche Zinnfolie wird mit verdünnter *Salzsäure*, 2 cm hoch in einem Probierglas, erwärmt. Unter lebhafter Gasentwicklung bildet sich das *Zinnsalz* $SnCl_2$. Wir überzeugen uns durch vorübergehendes Verschließen des Probierglases und Anzünden des gesammelten Gases, daß Wasserstoff entweicht. Durch Eindampfen gewinnen wir das Zinnsalz in Kristallen.

5. *Lötdraht* ist eine Legierung (durch Zusammenschmelzen entstanden) von etwa 75% Zinn und 25% Blei. Wir erwärmen vor dem Fenster ein 2 cm langes Stück Lötdraht in verdünnter Salpetersäure, die 2 cm hoch im Probierglas steht; es steigt braunes Stickstoffdioxyd auf, und wir bemerken bald den Niederschlag von Zinnsäure wie in Versuch 2. Vermutlich ist neben der Zinnverbindung auch Bleinitrat entstanden. Wir gießen die Flüssigkeit von dem Niederschlag ab in ein Probierglas mit etwas Kaliumbichromatlösung (Versuch 16/27, Röhrchen 101). Sogleich entsteht das bekannte Chromgelb. Damit ist Blei als Bestandteil des Lötdrahtes nachgewiesen.

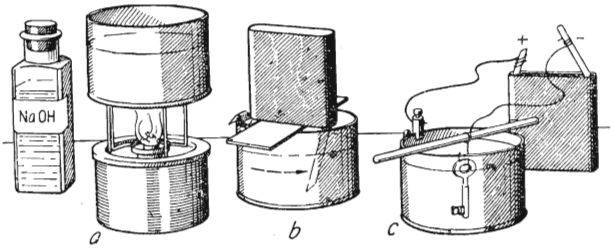
6. Weißblech ist mit Zinn überzogenes Eisenblech. Wenn wir verdünnte Salzsäure in einem Büchsendeckel aus Weißblech längere Zeit stehen lassen, verschwindet der Zinnglanz, und die in ein Probierglas übergegossene Flüssigkeit enthält das Salz $SnCl_2$ neben dem grünlichen Eisenchlorid.

7. Wir tauchen einen Streifen *Zink*blech zwei Minuten in diese zinnhaltige Flüssigkeit; das Zinkblech überzieht sich mit schwammigem Zinn. Gleichzeitig entsteht

$$\textit{Zinkchlorid}\ SnCl_2 + Zn = Sn + ZnCl_2.$$

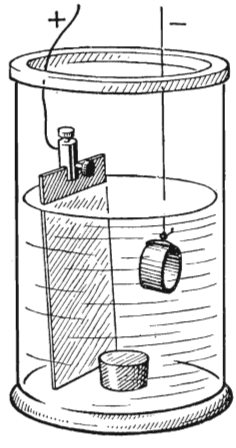
8. Besonders leicht erfolgt die Ausscheidung des Zinns mit Hilfe des elektrischen Stromes. Wir geben in eine kleine verzinnte Konservenbüchse zwanzigfach mit Wasser verdünnte Natronlauge und erwärmen die Mischung bis fast zum Sieden. Abbildung a. Nachdem die Büchse von der Flamme abgesetzt und auf den Tisch gestellt ist, setzen wir die als Stromquelle dienende Taschenbatterie so auf die Büchse, daß sie mit dem zu einem Haken gebogenen kurzen Anschlußstreifen guten Kontakt mit der

Büchse hat, während der lange Anschlußstreifen in die Lauge taucht, ohne die Büchse zu berühren. Abbildung b. Die Batterie kann dabei durch einen Karton oder ein Brettchen gestützt sein. Indem der Strom von der Büchse durch die Lauge nach dem langen Messingstreifen fließt, löst er das Zinn von der Büchse und ladet es auf dem Messingstreifen ab. Nach wenigen Minuten ist dieser mit weißem Zinn überzogen. Wir lassen trocknen und erzeugen nachher durch Abreiben mit Watte schönen Glanz. In der Abbildung c ist gezeigt, wie auf diese Weise andere Gegenstände aus Messing, Kupfer oder Eisen galvanisch verzinnt werden können. So kann man aus alten Konservenbüchsen das Zinn zurückgewinnen, bevor sie als Alteisen in die Schmelzöfen wandern.



Kupfer

9. Der andere Bestandteil der Bronze des Altertums und der Gegenwart, das Kupfer, ist leicht an seiner roten Farbe zu erkennen. Seine Verbindungen sind meist blau, z. B. das in Versuch 5/34 hergestellte Kupfersulfat. Wir stellen in eine blaßblaue Lösung von Kupfersulfat (Röhrchen 93), dem noch etwas Schwefelsäure zugesetzt ist, einen blanken Nagel. Nach einiger Zeit hat er sich mit rotem Kupfer überzogen. So wie das Zink Zinn auf sich niederschlägt, so vermag hier das Eisen Kupfer auf sich abzuscheiden.



10. Die Ausscheidung des Kupfers aus seinen Salzen wird durch den Strom in gleicher Weise bewirkt, wie wir es bei der elektrolytischen Verzinnung gesehen haben. Wenn wir in der Anordnung der Abbildung Kupfervitriollösung verwenden und mit dem kurzen Streifen der Batterie. ein Kupferblech verbinden, können wir Gegenstände elektrolytisch verkupfern.

Bei der Kupfergewinnung wird alles in den Erzen enthaltene Kupfer in Salzlösung übergeführt, aus dieser durch den elektrischen Strom reines Kupfer ausgeschieden. Elektrolyt-Kupfer.

11. Die selbsttätige Ausscheidung von Kupfer durch Eisen oder auch durch Zink kann zu seinem Nachweis dienen. Wir kennen Kupferverbindungen auch daran, daß sie nach Anfeuchten mit Salzsäure die Flamme grün färben. Ferner gibt Salmiakgeist in Kupfersalzlösung dunkelblaue Flocken, die sich bei weiterem Zusatz von Salmiakgeist wieder auflösen. Versuch.

Bronze

12. In Bronzegegenständen, von denen wir ohne ernstliche Beschädigung etwas Metall abfeilen dürfen, können wir *Zinn* und *Kupfer* nachweisen, indem wir sie vor dem Fenster mit Salpetersäure erwärmen. Ein weißer Niederschlag ist Zinnsäure, die Blaufärbung spricht für Vorhandensein von Kupfer, was mit Salmiakgeist und durch die Flammenfärbung bestätigt wird. Glocken sind auch aus Bronze gegossen.

Messing

13. Messing ist eine Legierung von etwa zwei Teilen *Kupfer* und einem Teil *Zink*. Wir erhitzen eine Messingschraube vor dem Fenster mit Salpetersäure; es entsteht blaues Kupfernitrat neben farblosem Zinknitrat. Wir gießen Natronlauge hinzu und erhalten dunkelblaues Kupferhydroxyd, gemischt mit weißem Zinkhydroxyd. Beim Erhitzen verwandelt sich das Kupferhydroxyd in unlösliches Kupferoxyd, das wir abfiltrieren. Den Rest dampfen wir in der Porzellanschale ein.

Zink

14. Zum Nachweis des *Zinks* bringen wir etwas von dem soeben eingedampften Salz in eine Vertiefung auf der Holzkohle. In der Umgebung des Zinksalzes entsteht beim Erhitzen mit dem Lötrohr ein weißer Beschlag, der in der Hitze gelb ist.

15. Es dürfte nicht schwer fallen, von sogenanntem galvanisiertem Draht oder Blech mit verdünnter Schwefelsäure Zinksulfat abzulösen, es einzudampfen und die Zinkprobe auf Kohle zu machen.

Nickel

16. Eisen wird nicht nur verzinnt und verzinkt, sondern häufig überzogen mit Nickel oder Chrom. Wir erhitzen eine vernickelte Schraube vor dem Fenster mit verdünnter Salpetersäure; unter Entwicklung brauner Gase entsteht eine grünliche Lösung von *Nickelnitrat* $NiNO_3$. Nach Entfernung der Schraube erzeugen wir durch Beifügen von Natronlauge unlösliches, grünes *Nickelhydroxyd* $Ni(OH)_2$. Wir können diesen Niederschlag abfiltrieren und in die Porzellanschale bringen; dann entsteht auf Zusatz von Salmiakgeist eine blaue Flüssigkeit.

Chrom

17. Eine verchromte Schraube bringen wir in Salzsäure, und es entsteht weißes Chromchlorid. Aus diesem entsteht durch Zusatz von Lauge gelbes *Chromhydroxyd.*

Aluminium

18. Neben den bisher genannten Schwermetallen sind in neuerer Zeit die Leichtmetalle zu großer Bedeutung gekommen, nämlich das Aluminium und neuestens das Magnesium.

Aluminium ist etwa dreimal leichter als Eisen, es verändert sich an der Luft nicht, wird aber von Laugen und Säuren angegriffen.

Wir erwärmen ein Stück Aluminiumblech oder Aluminiumfolie in verdünnter Salzsäure, die 2 cm hoch in ein Probierglas gegeben wird. Unter Wasserstoffentwicklung (Probe durch Verschließen mit dem Finger, Entzünden des Wasserstoffes) entsteht *Aluminiumchlorid* $AlCl_3$.

Ein Versuch mit Salpetersäure und auch mit Schwefelsäure zeigt, daß Aluminium von diesen weniger angegriffen wird.

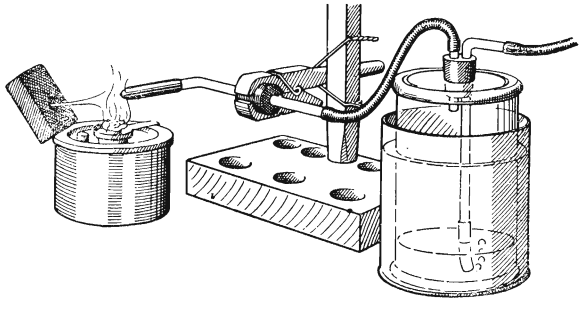
19. Ein drittes Stück Aluminium wird mit 1 cm hoch Natronlauge, die durch weitere 2 cm Wasser verdünnt wurde, erwärmt; wir beobachten Entwicklung von Wasserstoff, den wir anzünden. Wir erhalten eine Verbindung von der Formel $NaAlO_3$ = *Natriumaluminat.*

20. Wenn man zu 1/3 Aluminiumchloridlösung aus Versuch 18 einige Tropfen Salmiakgeist gibt, fällt ein galleartiger Niederschlag aus. Es ist *Aluminiumhydroxyd* $Al(OH)_3$. Wir filtrieren und bringen den Niederschlag in die Porzellanschale.

21. Einen Teil des gallertartigen Niederschlages bringen wir in ein Probierglas mit wenig Schwefelsäure zusammen. Er löst sich sofort zu Aluminiumsulfat; wir dampfen die Lösung in der Porzellanschale teilweise ein und lassen sie dann auf dem Uhrglas noch völlig verdunsten. Die schönen Kristalle von *Aluminiumsulfat* bewahren wir für die folgenden Versuche auf.

22. Das im Röhrchen 112 enthaltene Kobaltnitrat gibt eine Möglichkeit zur leichteren Erkennung von Aluminiumverbindungen. Wir lösen in einem Probierglas eine Rundung voll Kobaltnitrat in 5 cm hoch Wasser und versehen das Glas mit der Aufschrift „Kobaltlösung". Dann erhitzen wir einige Kristalle Aluminiumsulfat, die wir auf eine Vertiefung der Holzkohle gelegt haben, durch vorsichtiges Blasen mit der Stichflamme. Der Kristall schmilzt zusammen. Wir entnehmen mit einer Glasröhre Kobaltlösung und lassen einen Tropfen auf den Aluminiumkristall fallen. Eine etwa jetzt schon eintretende Lila- oder Blaufärbung ist für uns ohne Bedeutung. Wir erhitzen das mit Kobaltlösung befeuchtete Aluminiumsulfat nochmals bis zum Aufglühen. Es hat sich eine himmelblaue Masse gebildet. Dieses Kobaltblau ist uns aus Versuch 17/30 als Malfarbe bekannt. Die Entstehung dieser blauen Farbe dient als Erkennungsmittel für Aluminiumverbindungen.

(23.) Zur Erleichterung des Blasens bauen wir ein Gebläse nach Art der Abbildung. Das Blasrohr wird unter Benützung eines Korkes am Ständer festgemacht. Das runde Wassergefäß wird mit der Öffnung nach unten in den Wassertrog gestellt, der zur Hälfte mit Wasser gefüllt ist. In dem Stopfen steckt ein Winkelrohr, das durch ein Schlauchstück bis nahe an den Boden verlängert ist, und ein kurzes Ableitungsrohr, das durch den Schlauch mit dem Blasrohr verbunden ist. Durch das Winkelrohr bläst man hinein, das Wasser im Glas sinkt. Wenn man aufhört zu blasen, drückt das Wasser die Luft im Glas gleichmäßig weiter nach dem Blasrohr. Der Druck wird größer, wenn man das runde Glas statt in den Trog in eine etwa gleich hohe Blechbüchse stellt. In der Abbildung ist das Lötrohr auf das Winkelrohr gesetzt und mit diesem am Ständer festgemacht.



24. Wir behandeln nun einige Flocken des in Versuch 20 hergestellten Aluminiumhydroxyds auf der Kohle mit Kobaltlösung und glühen mit der Stichflamme. Wir bemerken ebenfalls Blaufärbung.

25. Es können auch einige Kristalle des in Versuch 5/22 hergestellten Zinksulfats (Röhrchen 95) auf Kohle mit Kobaltlösung befeuchtet und mit der Stichflamme geglüht werden. Aus der Grünfärbung der Masse kann man das Vorhandensein von Zink erkennen.

26. Wenn wir den gleichen Versuch mit Magnesiumsulfat (Röhrchen 94) machen, oder wenn wir ein ½ cm langes Stück Magnesiumband verbrennen, den weißen Beschlag mit Kobaltlösung befeuchten und nochmals erhitzen, wird er bräunlich und fleischfarben. An dieser Färbung erkennen wir Magnesiumverbindungen.

27. Im Haushalt ist wahrscheinlich Alaun vorhanden, meistens der nach dem Rasieren verwendete Alaunstein. Wir machen mit einem Körnchen Alaun die Probe mit Kobaltlösung auf Kohle und sind überrascht, in dem Alaun das Metall Aluminium zu finden.

32. Ton, Glas, Zement

1. In jede Hausapotheke gehört eine Flasche mit „Essigsaurer Tonerde". Wir dampfen einige Tropfen in der Porzellanschale ein, bis eine Salzkruste entsteht. Einen Teil der Salzkruste verwenden wir zur Probe auf Kohle mit Kobaltlösung, siehe Versuch 31/22—27. In der essigsauren Tonerde ist das Metall Aluminium enthalten.

2. Der Name „Essigsaure Tonerde" läßt vermuten, daß neben Essigsäure auch *Tonerde* darin enthalten ist.

Dem Boden entnommener Ton, in weniger reiner Form Lehm genannt, diente der Menschheit seit ältesten Zeiten als Rohstoff für die Herstellung von Gefäßen. Das in der essigsauren Tonerde gefundene Metall Aluminium war ein Bestandteil dieser Tonerdeverbindung; wir vermuten, daß der feste Ton ebenfalls Aluminium enthält.

Wir streichen Töpferton oder einfachen Lehm in dünner Schicht auf eine Glasplatte und lassen einige Tage trocknen, bis der Ton sich zu Pulver zerreiben läßt.

Weil Ton unlöslich ist, muß er vor der Untersuchung „aufgeschlossen", d. h. in eine angreifbare Verbindung übergeführt werden. Wir mischen in der Schale eine gleiche Menge Soda, die zuvor durch Erhitzen wasserfrei gemacht wurde, mit unserem Tonpulver. Dann machen wir in die Kohle mit dem Messer eine kleine Vertiefung und füllen diese mit der Mischung. Wir blasen sehr vorsichtig mit der gelben Lötrohrflamme auf die Mischung. Sobald sie etwas angeschmolzen ist, kann man stärker blasen, bis die ganze Masse durchgeglüht ist.

Jetzt befeuchten wir die Schmelze mit einem Tropfen Kobaltlösung. Eine etwa beobachtete Bläuung der Lösung auf der erwärmten Kohle ist ohne Bedeutung. Wenn wir aber die Schmelze nochmals mit der *gelben* Stichflamme bis auf Glut erhitzen, soll die Masse kräftig himmelblau gefärbt werden.

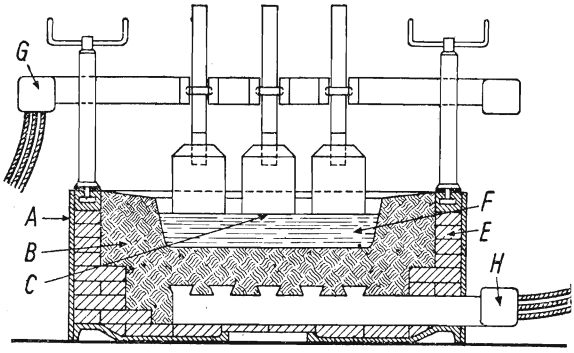
Somit ist das Aluminium als ein Hauptbestandteil des Tons nachgewiesen. Den zweiten Bestandteil des Tons werden wir in Versuch 18 kennen lernen.

Der beste Ton ist Porzellanerde oder Kaolin. Der gewöhnliche Lehm enthält noch Kalk und Eisen. Daher braust der Lehm mit Salzsäure auf. Die Säure löst dabei Eisen auf, das mit Blutlaugensalz nachgewiesen wird (Blaufärbung).

3. Blumentöpfe sind aus Ton hergestellt. Wir zerkleinern eine kleine Tonscherbe mit dem Hammer und zerreiben sie zwischen einer Glasscheibe und der flachen Oberseite eines Flaschenstopfens aus Glas zu Staub, mischen diesen mit etwa doppelt soviel ebenfalls fein zerriebener Soda und erhitzen auf Kohle. Die Blaufärbung mit Kobaltlösung beweist das Vorhandensein von Aluminium.

4. Ton ist durch Verwitterung harter Gesteine, z. B. des Granits, entstanden, d. h. aus dem im Granit enthaltenen Feldspat und Glimmer. Somit muß Aluminium auch in diesen enthalten sein. Wir schlagen von einem Granitstück unserer Gesteinssammlung einen Splitter ab, zerkleinern ihn wie vorhin die Tonscherbe zu feinem Gesteinsmehl, mischen dieses mit Soda, glühen auf Kohle und prüfen mit Kobaltlösung. Die Blaufärbung beweist das Vorhandensein von Aluminium in diesen Gesteinen.

5. Aluminium ist also durchaus nicht selten, es könnte auch aus billigstem Lehm gewonnen werden, würde dann aber nie ganz rein sein. Für die Aluminiumerzeugung eignet sich am besten das aus Aluminiumhydroxyd bestehende Gestein *Bauxit*. Dieses

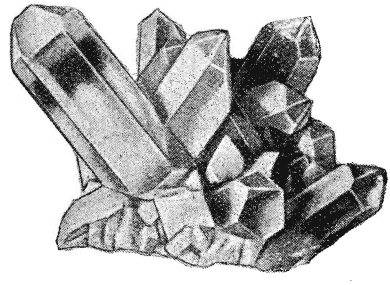


Elektrischer Ofen zur Darstellung von Aluminium aus Bauxit
A = Blechmantel, B = Stampfmasse des Ofenfutters (Kohlenelektrode), C = Kohlenelektrode, E = Mantel (Mauerwerk), F = geschmolzenes Kryolith (Natriumaluminiumfluorid AlF_3—3 NaF) + Tonerde (Aluminiumoxyd Al_2O_3)- G = Stromzuführung, H = Stromableitung

wird im elektrischen Ofen durch die Hitze des Lichtbogens geschmolzen, der zwischen den Kohlestäben und der aus Kohle bestehenden Grundplatte des Ofens übergeht. Die Schmelze wird dann durch den durchfließenden Strom elektrolytisch zerlegt.

In der Häufigkeit seines Vorkommens steht das Aluminium unter allen Elementen an dritter Stelle. Noch häufiger sind nur der Sauerstoff (Bestandteil des Meerwassers) und das in den meisten Gesteinen enthaltene Element *Silizium*.

6. Das Metall Silizium kommt nur in Verbindungen vor und ist durch diese ein Bestandteil fast aller Gesteine. Der im Granit ebenfalls enthaltene Quarz ist Siliziumdioxyd von der Formel SiO_2. Kristallisiertes Siliziumdioxyd ist bekannt als Bergkristall. Weil Siliziumdioxyd in Wasser und auch in Säuren völlig unlöslich ist, bleiben bei der Verwitterung des Granits die Quarzkörner als Sand zurück. Wir übergießen Sand mit Salzsäure und lösen damit etwa vorhandenen Kalk auf. Den ungelösten Rest betrachten wir mit der Lupe und erkennen, daß der Sand fast nur aus Quarzkörnern besteht.



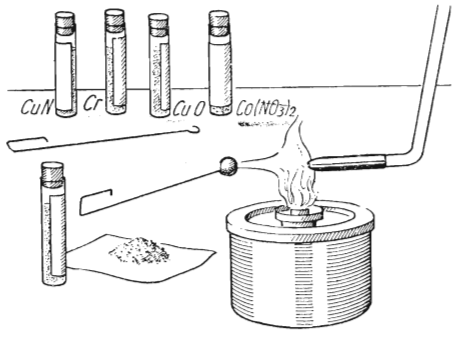
7. Weil Quarz völlig unlöslich ist, müssen wir ihn für die weitere Untersuchung aufschließen. Wir bereiten uns in der Porzellanschale wasserfreie Soda, Versuch 9/7. Dann mischen wir gleiche Mengen Sand und Soda. Eine Probe davon zerreiben wir zwischen der glatten Oberseite eines Glasstopfens und einer Glasscheibe zu feinem Mehl, das wir in eine Vertiefung der Holzkohle bringen und mit der gelben Stichflamme zum Glühen erhitzen. Die Masse schäumt auf, weil sie Kohlendioxyd abgibt. SiO_2 ist nämlich der Säurerest der Kieselsäure, der den schwächeren Kohlensäurerest vertreibt. Es entsteht Natriumorthosilikat. Na_4SiO_4.

8. Die Schmelze sieht aus wie *Glas*. Glas besteht nämlich aus Silikaten. Zur Herstellung von Glas glüht man z. B. eine Mischung von feinem Quarzmehl, Sodapulver und gebranntem Kalk. Durch anhaltendes Glühen schmilzt die Masse zu einer Art Glas zusammen.

$$\underset{\text{Quarz}}{6SiO_2} + \underset{\text{Soda}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{Kalk}}{CaCO_3} = \underset{\text{Glas}}{(Na_2O,\ CaO,\ 6SiO_2)} + 2CO_2$$

9. Eine Art Glas entsteht auch, wenn wir an einem gebogenen, zuvor angefeuchteten Eisendraht einige Körnchen Phosphorsalz aus dem Röhrchen 115 aufnehmen und mit der Stichflamme erhitzen. Unter Aufkochen entsteht eine glasartige Phosphorsalzperle.

10. Wenn man mit der aus Phosphorsalz entstandenen und nochmals erhitzten Glasperle einige Körnchen Kupferoxyd (Röhrchen 97) berührt, so haften diese an der Perle. Bringt man die Perle nun nochmals zum Glühen, so löst sich das Kupferoxyd in der Phosphorperle auf, und diese färbt sich grünlich. Nach dem Erkalten erscheint die Perle himmelblau, wie gefärbtes Glas.

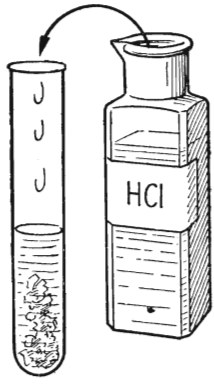


11. Die Färbungen von Glasscheiben werden ebenfalls dadurch erzeugt, daß gewisse Metallverbindungen in dem Glas aufgelöst werden. So färben Chromverbindungen die Gläser smaragdgrün. Wir zerschlagen die Kupferoxydperle mit einem Hammer zu blauem Glaspulver. Dann erzeugen wir eine neue Phosphorsalzperle und berühren damit einige Kriställchen Kaliumbichromat (Röhrchen 101). Nach dem Glühen erscheint die Perle grün.

12. Eine dritte Perle soll durch eine Spur Kobaltnitrat in blaues Kobaltglas verwandelt werden.

13. Die Phosphorsalzperle kann auch verwendet werden, um das Vorhandensein von Kieselsäure nachzuweisen. Solche ist im Sand, in Form von Quarzkörnern, enthalten. Wir tauchen eine neue Phosphorsalzperle in einige Sandkörnchen und erhitzen die Perle bis zum Glühen. Nach dem Erkalten ist die Perle ungefärbt, aber sie erscheint durch die darin verteilte unlösliche Kieselsäure trübe. Diese bildet ein sogenanntes *Kieselsäureskelett.*

14. Im Haushalt verwendet man zum Einlegen der Eier Wasserglas. Es ist dies eine Glasart, die durch Zusammenschmelzen von Soda und Kieselsäure entsteht und im Gegensatz zu anderen Glasarten in Wasser löslich ist. Wasserglas ist Natriumsilikat von der Formel Na_2SiO_3.



Wir tauchen Lackmuspapier in ein Probierglas, in dem 1 cm hoch Wasserglas mit 3 cm hoch Wasser verdünnt wurde. Wasserglas ist eine Lauge

15. Die im Wasserglas enthaltene Kieselsäure ist eine schwache Säure, die sich durch stärkere Säuren austreiben läßt. Wir geben einige Tropfen Salzsäure in ein Probierglas, das Wasserglas enthält. Sofort scheidet sich die Kieselsäure als gallertartiger Niederschlag aus. Wenn wir mehrmals mit Wasser nachspülen, bleibt die Kieselsäure allein zurück. Wir trocknen die Kieselsäure über der Flamme auf einem Blechdeckel und zerkleinern sie zu Pulver.

16. Dann berühren wir einige Körnchen der so gewonnenen Kieselsäure mit einer frischen Phosphorsalzperle. Nach dem Glühen und Wiedererkalten zeigt die Perle das Kieselsäureskelett.

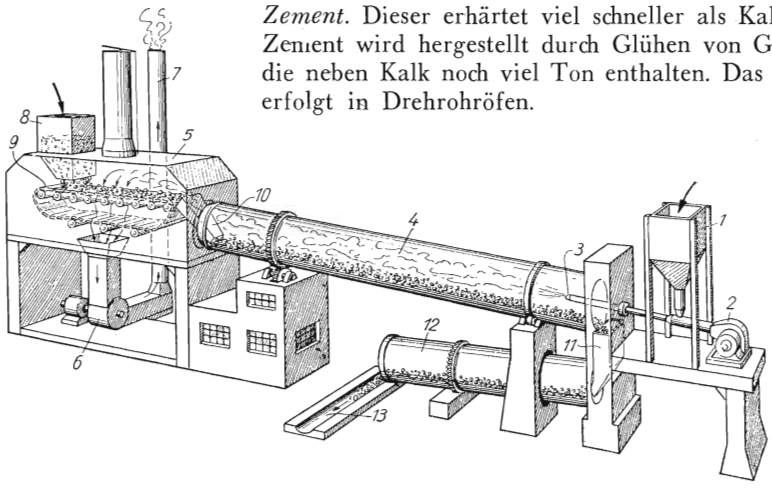
17. Von einem Stück Granit schlagen wir einige winzige Stückchen ab, zerreiben sie zu Pulver und bringen sie auf die Phosphorsalzperle. Nach dem Aufglühen bemerken wir in der Perle das Kieselsäureskelett.

18. Wir machen die Kieselsäureprobe mit einer Phosphorsalzperle, die mit zu Pulver zerkleinertem Lehm berührt wurde. Mit der Lupe erkennt man das Kieselsäureskelett. Nach früheren Versuchen enthält der Ton Aluminium. Dieses ist verbunden mit Kieselsäure. Ton ist also ein Aluminiumsilikat $2HAl(SiO_4)$.

Fast alle Gesteine der Erdrinde enthalten Silikate, daher ist Silizium eines der häufigsten Elemente.

19. Im Lehm ist außer Aluminiumsilikat noch Eisen enthalten. Um dieses aufzulösen, gießen wir zu einer kleinen Probe Lehm verdünnte Salzsäure. Das Aufbrausen bedeutet, daß der Lehm auch Kalk enthält. Wir filtrieren und gießen zu der heller gewordenen Flüssigkeit etwas Blutlaugensalzlösung (Röhrchen 102). Sofort erscheint die für Eisen kennzeichnende Blaufärbung.

20. Aus Lehm werden außer Gefäßen auch Ziegelsteine hergestellt, die mit Hilfe von Kalkmörtel zu Mauern verbunden werden. Versuch 10/43. Heute tritt an Stelle des Kalkes meist ein anderes Bindemittel, der *Zement*. Dieser erhärtet viel schneller als Kalkmörtel. Zement wird hergestellt durch Glühen von Gesteinen, die neben Kalk noch viel Ton enthalten. Das Brennen erfolgt in Drehrohröfen.



Die erforderliche Hitze wird durch Verbrennen von Kohlenstaub (1) erzeugt. Die vom Ventilator (2) kommende Luft bläst den Kohlenstaub durch die Düse (3) in den Verbrennungsraum (4). Die heißen Flammen und Abgase durchziehen das etwas geneigte Drehrohr von unten nach oben, werden dann aus dem Raum (5) durch den Ventilator (6) abgesaugt und durch den Schornstein (7) ins Freie geblasen. Dabei erhitzen sie die aus dem Fülltrichter (8) zugeführte Mischung von zerkleinertem Gestein, während dieses über den Kettenrost (9) wandert und so vorgewärmt über den Trichter (10) in den Drehrohrofen gleitet. Das von innen erhitzte Drehrohr bewirkt durch seine Drehung, daß das Gestein den Flammengasen entgegengleitet und im heißesten Teil zu sogenanntem Klinker zusammensintert. Der Klinker tritt bei 11 aus, gelangt in das sich ebenfalls drehende Kühlrohr (12) und aus diesem in eine Rinne (13). Der gemahlene Klinker ist dann der *Zement*.

21. Wir besorgen uns von einem Baugeschäft unsere Kochflasche voll Zement. In ein Probierglas gießen wir Salzsäure auf etwa 1 cm hoch Zement. Dieser braust auf, was auf ein Karbonat schließen läßt. Kalkwasser wird von dem aufsteigenden Gas getrübt. Größere Kohlendioxydmengen treten vielleicht erst beim Erwärmen der Mischung aus.

22. Wir filtrieren die Flüssigkeit und vermuten, daß sie Kalziumchlorid enthält. Darum geben wir Schwefelsäure hinzu; es entsteht sofort der bekannte Niederschlag von weißem Kalziumsulfat, oder Gips, herrührend aus dem Kalk des Zements.

23. Wenn wir den Gips abfiltrieren, kann man im Filtrat mit Blutlaugensalz (Röhrchen 102) Eisen nachweisen, das aus dem Ton des Zements stammt.

24. Da der Zement Ton enthält, müssen darin Kieselsäure und Aluminium nachweisbar sein. Wir weisen zuerst die Kieselsäure nach, indem wir eine Phosphorsalzperle (Versuch 9) mit trockenem Zement berühren und nochmals ausschmelzen. Wir sehen in der Perle das Kieselsäureskelett.

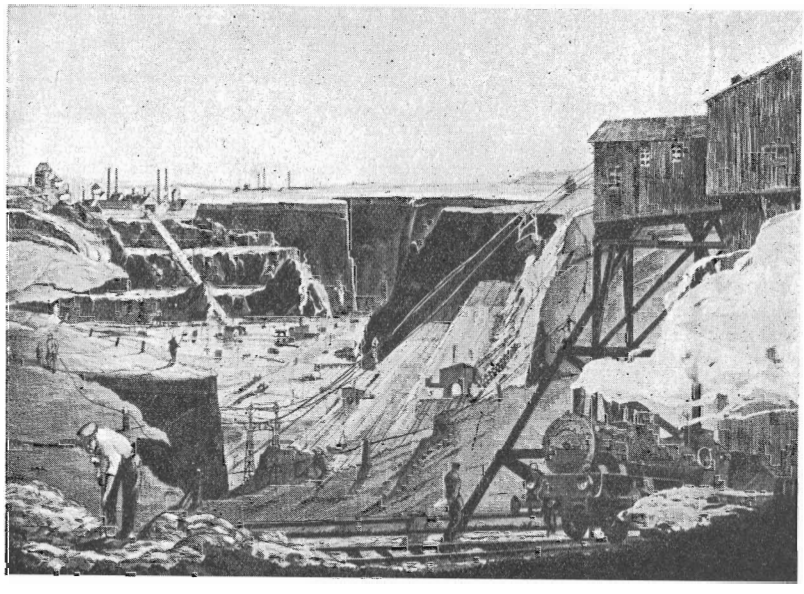
25. Zum Nachweis des Aluminiums mischen wir etwas Zementpulver mit vorher entwässerter Soda recht gründlich und erwärmen bis zum Glühen. Nachher befeuchten wir mit Kobaltlösung, glühen nochmals und erhalten die bekannte Blaufärbung, wie sie für Aluminium kennzeichnend ist.

26. Eine bei der Probe mit Kobaltlösung entstehende Braunfärbung ist auf einen Gehalt von Magnesium zurückzuführen.

27. Zement verbindet sich in Gegenwart von Wasser mit Kies oder Gesteinstrümmern zu hartem *Beton*. Durch Einbetten von Eisenstangen entsteht *Eisenbeton*.

33. Kohle und Heizgas

Im Torf und in der Braunkohle finden sich sehr viele deutliche Reste von Pflanzenteilen, auch die Steinkohlenlager enthalten zuweilen zu Kohle gewordene Baum-

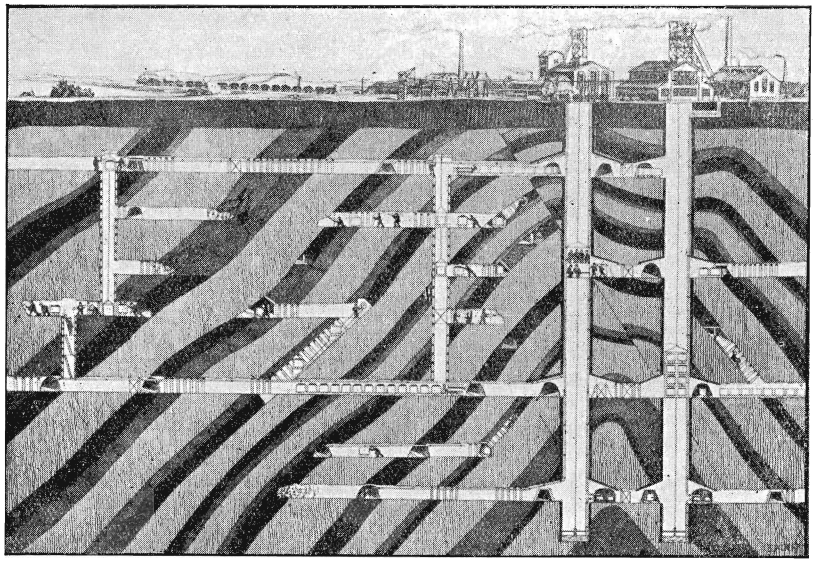


stämme, so daß kein Zweifel besteht, daß diese Brennstoffe aus den Resten einer untergegangenen Pflanzenwelt hervorgegangen sind. Indem wir Kohle verbrennen, heizen wir mit dem Holz der Wälder, die vor Jahrtausenden große Teile des Festlandes bedeckten.

33/1

Die Bildung von *Torf* aus Pflanzenresten geht an der Erdoberfläche noch heute vor sich. Die *Braunkohlenlager* sind älter als der Torf und darum meist von einer mäßig hohen Erdschicht bedeckt. Ihre Gewinnung kann daher im einfachen Tagebau betrieben werden.

Die viel älteren *Steinkohlen* liegen dagegen in Schichten oder Flözen von 30 cm bis 3 m Mächtigkeit und oft in einer Anzahl bis 50 Flöze übereinander zwischen anderen Gesteinsschichten, die durch Erdverschiebungen oft schief aufgerichtet und gegeneinander verschoben sind. Daher muß die Steinkohle meist in mühsamem Schacht- und Stollenbau gewonnen werden. Wenn die Kohleschichten weniger als 30 cm dick sind, oder tiefer als 1000 m in der Erde liegen, wird der Abbau unlohnend.



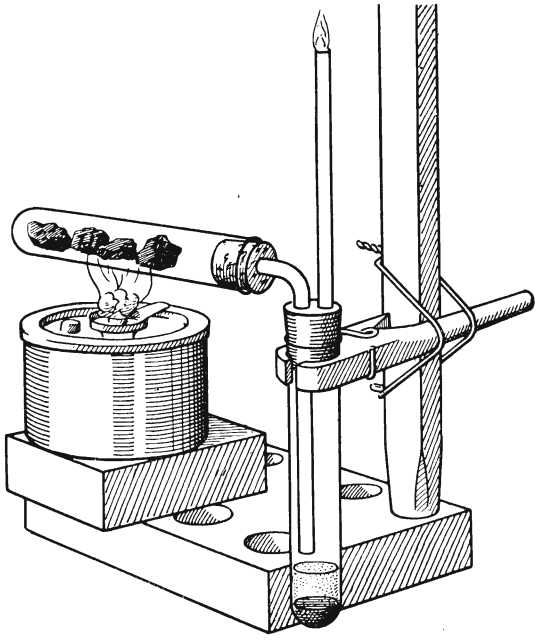
Deutschland ist eines der an Steinkohle reichsten Länder. Große Kohlenlager liegen auch in England, in Nordamerika und China. Man hat berechnet, daß bei gleichbleibender Förderung die Vorräte gleichwohl in absehbarer Zeit, wenn auch erst in einigen hundert Jahren, erschöpft sein werden. Daher muß mit der kostbaren Kohle haushälterisch umgegangen werden.

1. Um die Steinkohle in ihrer Zusammensetzung näher kennen zu lernen, unterwerfen wir sie der *trockenen Destillation.* (Abbildung Seite 163).

Wir setzen ein leeres Probierglas senkrecht in die am Ständer befestigte Holzklammer und verschließen es mit dem doppelt durchbohrten Gummistopfen. Durch dessen eine Öffnung wird der längere Schenkel des Winkelrohres tief eingeschoben. In der anderen Öffnung des Gummistopfens soll ein langes Glasrohr stecken. Auf das kurze Ende des Winkelrohres schieben wir den einmal durchbohrten Korkstopfen, mit dem wir das Rohr in ein Probierglas einsetzen. Ein Gummistopfen an dieser Stelle würde durch die Hitze beschädigt. Wir zerkleinern fette Steinkohle (ja nicht etwa Koks) und füllen damit das waagerechte Probierglas. Wir erhitzen das Probierglas in der Mitte möglichst stark. Bald strömt durch das Winkelrohr ein gelblicher Qualm nach dem senkrechten Probierglas, und wenn er schließlich bei der Öffnung des geraden Glasrohres austritt, versuchen wir wiederholt, ihn anzuzünden. Das Gas brennt mit unten blauer und oben gelbleuchtender Flamme.

2. Wir vergleichen diese Flamme mit der, die wir erhalten, wenn wir Heizgas unmittelbar an dem nur wenig geöffneten Gashahn anzünden, und erkennen, daß aus der Kohle Heizgas entweicht. Unsere Einrichtung ist eine *kleine Heizgasfabrik.*

3. Wir lassen die Flamme des selbstgemachten Heizgases gegen eine Porzellanschale brennen; diese berußt sich. Damit ist bewiesen, daß im Heizgas Kohlenstoff enthalten ist.



4. Wir halten unseren Trichter über die brennende Heizgasflamme und sehen, wie dieser sich mit Wasser beschlägt. Heizgas enthält Wasserstoffgas, das sich beim Brennen mit Sauerstoff zu Wasser verbindet.

5. Wir schieben rotes Lackmuspapier und Bleiazetpapier in das senkrechte Probierglas, aus dem das Heizgas unseres Versuches ausströmt. Die Bräunung des Bleiazetpapieres beweist, daß unser selbsterzeugtes Heizgas mit Schwefelwasserstoff vermischt ist.

Gegen das Ende der Gasentwicklung färbt sich das Lackmuspapier blau und deutet damit die Anwesenheit einer Lauge an, die aus dem Vorhandensein von Ammoniakgas herrührt.

6. Heizgas ist somit eine Mischung verschiedener Gase. Es enthält etwa:

50%	H	Wasserstoff
30%	CH_4	Methangas (Grubengas)
8%	CO	Kohlenmonoxyd
4%	CO_2	Kohlendioxyd
	H_2S	Schwefelwasserstoff
	HCN	Cyangas (sehr giftig)
	NH_3	Ammoniakgas.

7. Wir betrachten das senkrechte Probierglas unseres Versuches und sehen darin eine dicke dunkelbraune Flüssigkeit, darüber eine hellere Flüssigkeit. Wir tauchen rotes Lackmuspapier in die hellere Flüssigkeit; das ist eine Lauge, nämlich das sogenannte *Ammoniakwasser.* Der auffallende Geruch rührt von dem darunterliegenden dickflüssigen *Steinkohlenteer* her. Dieser selbst ist wieder aus verschiedenen, später zu untersuchenden Bestandteilen zusammengesetzt, und darum aus einem früheren lästigen Nebenprodukt zu einem Haupterzeugnis der Steinkohlendestillation geworden, aus dem Tausende von Verbindungen hergestellt werden können.

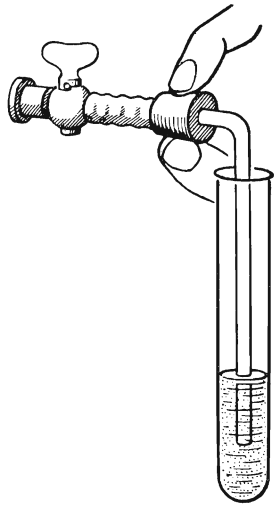
8. Wenn die Gasentwicklung aufhört, schütten wir den Inhalt des waagerechten Rohres auf ein Blatt Papier und bemerken, daß die ehemals glänzende Kohle matt und porös geworden ist. Es ist gasfreie Kohle oder Koks. Koks ist fast reiner Kohlen-

stoff und brennt darum ohne Flamme, also nur mit Glut, wie die Holzkohle. Koks wird an Stelle der früher unentbehrlichen Holzkohle bei der Eisengewinnung in großen Mengen gebraucht, und in den Öfen der Warmwasserheizungen verbrennt man fast ausschließlich Koks. Der Bedarf an Koks ist so groß, daß die Gaswerke nicht genügend zu liefern vermögen. Die trockene Destillation der Steinkohle wird darum, namentlich für den Bedarf der Eisenhütten, noch in besonderen Kokereien durchgeführt, die Koks, Teer und Ammoniakwasser gewinnen und das Heizgas gewissermaßen als Nebenprodukt billig an nahe Städte abgeben.

9. Aus 100 kg Steinkohle erhält man: 80 kg Koks, 30 m^3 Heizgas, 3 kg Teer mit Benzol und Naphthalin.

10. Im Gaswerk müssen neben Teer und Ammoniakwasser auch noch der Schwefelwasserstoff und das Cyangas wegen ihrer Schädlichkeit entfernt werden.

Wir können das Gas unserer Hausleitung auf Schwefelwasserstoff prüfen, indem wir vom Gashahn aus einen Schlauch in Bleiazetatlösung leiten. Wenn keine Braunfärbung eintritt, ist das Gas frei von Schwefelwasserstoff und daher gut gereinigt.



11. Es macht wenig Mühe, das Gas der Hausleitung kurze Zeit durch Kalkwasser zu leiten. Die Trübung beweist das Vorhandensein von Kohlendioxyd, das aber weiter nicht schadet und darum nicht entfernt werden mußte.

12. Wir verfolgen die Erzeugung und den Weg des Gases durch die verschiedenen Reinigungsvorrichtungen an Hand der Tafel II mit Abbildung und Beschreibung eines neuzeitlichen Gaswerkes.

34. Die Flamme

Das Heizgas verbrennt, unmittelbar am Hahn angezündet (Versuch 33/2), mit gelbleuchtender, leicht rußender Flamme. Heutzutage ist seine Verwendung zu Beleuchtungszwecken stark in den Hintergrund gedrängt, es findet fast nur noch Verwendung zur Erzeugung von Wärme. Bei dieser Verwendung strebt man danach, das unnötige gelbliche Leuchten zu unterdrücken und dafür eine heißere, nicht leuchtende Flamme zu erzeugen, die auch die Kochgefäße nicht mit Ruß überzieht. Die Rußabscheidung kommt nur daher, daß der viele Kohlenstoff des Gases zu wenig Luft vorfindet, um vollständig zu verbrennen. Wenn man dem Gas unmittelbar vor der Verbrennung reichlich Luft zumischt, wird auch der Kohlenstoff verbrennen.

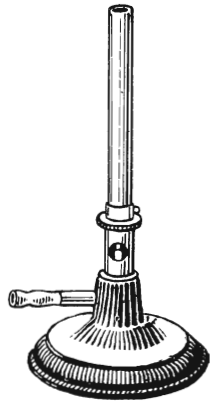
1. Der deutsche Forscher Robert Wilhelm Bunsen (1811—1899) hat eine Anordnung erfunden, durch die dem Gas vor der Verbrennung Luft zugeführt wird, so daß auch der nur glühende und darum gelblich leuchtende Kohlenstoff mit verbrannt wird.

Wir richten einen behelfsmäßigen Bunsenbrenner ein, indem wir nach Anweisung der Abbildung das mit Lötrohrspitze versehene Winkelrohr mit dem doppelt durchbohrten Gummistopfen in das Meßrohr einsetzen und das Gas an der Mündung des Meßrohres ausströmen lassen. Das ausströmende Gas reißt Luft mit und die an der Mündung brennende Gasflamme leuchtet nicht mehr.

2. Wie brennt die Flamme, wenn wir die zur Luftzufuhr dienende zweite Öffnung des Stopfens mit dem Finger verschließen? Die Flamme wird sofort leuchtend.

Die Abbildung zeigt die übliche Form dieses sogenannten Bunsenbrenners, der die bekannte brausende blaue Flamme liefert. Jeder Gaskochherd enthält Bunsenbrenner von etwas abgeänderter Form.

3. Da in der gewöhnlichen Heizgasflamme glühende Kohleteilchen das Leuchten bewirken, könnte man die Bunsenflamme durch Einstreuen von feinem Holzkohlepulver wieder zum Leuchten bringen. Das Kohlepulver beschaffen wir uns durch Zerdrücken eines Eckchens unserer Holzkohle.

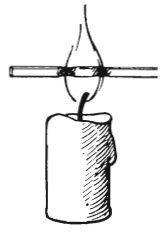


4. In ähnlicher Weise erklärt sich der Vorgang, der beim Einstreuen von Feilspänen oder von Kochsalz, Kalkpulver usw. die Flamme leuchtend macht.

(5.) Wir zünden eine Kerze an und erkennen an ihrer Flamme, wie an der Flamme des Heizgases, einen dunklen Innenraum über dem Docht und einen gelben, leuchtenden Teil.

Schon einmal haben wir nachgewiesen, daß im leuchtenden Teil Kohlenstoff vorhanden ist, der dann verbrennt und als Kohlendioxyd aufsteigt. Im Innern der Flamme kann der Kohlenstoff, wie beim Gas beobachtet, aus Mangel an Luft nicht brennen. Daher besteht die innere Flammenzone aus Kohlenstoff, der nur glüht.

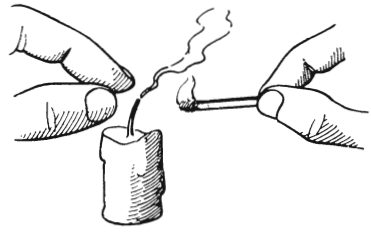
(6.) Am Rande verbrennt der Kohlenstoff und daher sind die Randteile der Flamme heißer als die Mitte. Man halte ein Streichholz eine Sekunde quer durch die Kerzenflamme. Es verkohlt nur an den Stellen, die im Rand der Flamme liegen. Dort ist es eben am heißesten. Abbildung.



(7.) Die Kerzenflamme sieht genau so aus wie die Heizgasflamme. Es scheinen in ihr die gleichen Gase zu verbrennen, und man dürfte die Kerze als eine Gasfabrik im kleinen auffassen. Nur wird hier statt der schwarzen Kohle das weiße Stearin trocken destilliert und in Gase zersetzt. Die folgenden Versuche mögen dies noch näher erläutern.

(8) Wieviele Sekunden sind erforderlich, bis eine Kerze, die längere Zeit gelöscht war, regelrecht brennt?

Nun halte man ein brennendes Streichholz bereit, lösche die Kerze durch Zusammendrücken des Dochtes mit den schwach angefeuchteten Fingern und zünde sofort wieder an. Wieviel Zeit ist zum Brennen erforderlich? Der Unterschied ist wohl dadurch zu erklären, daß es im ersten Versuch längere Zeit brauchte, um die Gasfabrikation in Gang zu setzen.



(9.) Was sieht man an der Kerze, wenn man sie wie oben auslöscht, unmittelbar nach dem Auslöschen?

Der aufsteigende Rauch ist nun aber kein Rauch im Sinne des Versuchs 4/6, sondern eben das brennbare Gas. Wir versuchen, nachdem die Kerze einige Augenblicke gut gebrannt hat und dann wieder ausgelöscht wurde, das sofort nach dem Erlöschen aufsteigende Gas aus 1—2 cm Entfernung vom Docht anzünden. Das Gas ist brennbar, die Flamme springt dem Gas nach auf den Docht über. Abbildung.

(10.) Die Kerze ist wohl eine einfache Gasfabrik. Aber noch einfacher ist die Gasfabrik, die sich aus einem Zeitungsblatt machen läßt. Wir drehen ein Zeitungsblatt zu einer langen Tüte zusammen, die an einem Ende recht spitz endet. Dann gehen wir damit ins Freie und zünden das untere, etwas weitere Ende der Tüte an. Durch die Hitze entsteht aus dem oberhalb der Flamme befindlichen, noch unverbrannten Papier Heizgas, dieses steigt durch das Rohr hinauf und entweicht aus dem oberen Ende in der Form der bekannten gelblichen Gase und Dämpfe. Wenn man sie anzündet, brennen sie mit blauer und gelber Flamme wie das Heizgas.

35. Gas und Gasschutz

Das Heizgas ist nicht das einzige Gas, das in großen Mengen hergestellt und verbraucht wird. Manche Gase kommen in den bekannten Stahlflaschen verdichtet in den Handel, so Wasserstoffgas und Sauerstoffgas für Schweißung, oder Kohlendioxyd zum Bierausschank. Die Rohrleitungen der Kältemaschinen sind mit Schwefeldioxyd oder mit Ammoniakgas gefüllt. Wenn solche Behälter oder Leitungen undicht werden, können sich diese Gase der Luft beimischen. Brennbare Gase wie Wasserstoffgas, Heizgas, Schwefelwasserstoffgas, Azetylen können in der Vermischung mit Luft Anlaß zu Explosionen geben. Andere Gase wie Chlor, Kohlenmonoxyd, Kohlendioxyd, Stickstoffdioxyd, Schwefelwasserstoff oder Ammoniak können eingeatmet schwere Vergiftungen verursachen.

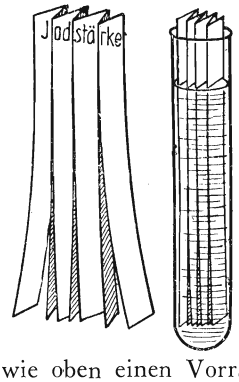
Nur wenige dieser Gase sind sichtbar, so Chlor, Schwefeldioxyd, Stickstoffdioxyd. Diese und einige andere Gase verraten sich durch ihren üblen Geruch, z. B. Schwefelwasserstoff, Heizgas, Azetylen, Ammoniak. Kohlendioxyd und das sehr giftige Kohlenmonoxyd sind unsichtbar und geruchlos.

Wenn von diesen Gasen nur geringe Mengen der Luft beigemischt sind, oder mehrere Gase gleichzeitig vorliegen, ist es sehr schwer, die einzelnen Gase zu erkennen. Der Nachweis ist dann nur möglich mit Hilfe der uns zum Teil schon bekannten Nachweisversuche:

1. Kohlendioxyd trübt Kalkwasser,
2. Ammoniakgas färbt rotes Lackmuspapier blau,
3. Schwefelwasserstoff färbt Bleiazetpapier braun,
4. Chlorwasserstoffgas färbt blaues Lackmuspapier rot und bildet mit Ammoniak weiße Nebel.

1. Der Nachweis von Gasen mit Hilfe von Prüfpapieren ist sehr bequem. Wir können uns noch weitere Nachweispapiere für andere Gase anfertigen.

Wir zerdrücken ein erbsgroßes Stück Stärke auf einem Blatt Papier, bringen sie in ein Probierglas, das bis zu ¾ mit Wasser gefüllt ist, und erhitzen bis zum Kochen. Zu ⅓ des entstehenden Stärkekleisters geben wir einen Tropfen Jodtinktur, das ist in Spiritus aufgelöstes Jod, aus dem Röhrchen 108. Wir schneiden aus weißem Löschpapier schmale Streifen, die oben noch zusammenhängen. Auf dem unzerschnittenen Teil bezeichnen wir es mit „Jodstärkepapier". Die Streifen werden zusammengefaltet in die blaue Jodstärke des Probierglases getaucht und zum Trocknen ausgelegt.



2. Zu einem zweiten Teil des Kleisters geben wir einige Kristalle des Salzes Jodkalium aus dem Glas 70, schütteln, bis sie sich aufgelöst haben, und verfertigen in gleicher Weise wie oben einen Vorrat von „Jodkaliumstärkepapier".

3. Silberammoniakpapier stellen wir in der Weise her, daß wir Salmiakgeist in 1 cm hoch Silbernitratlösung (Glas 59) tropfen lassen, bis der sich zuerst bildende weiße Niederschlag eben wieder gelöst ist. In diese Lösung tauchen wir ebenfalls einige Löschpapierstreifen und bezeichnen sie als „Silberammoniakpapier".

Wir legen diese Prüfpapiere zwischen die Blätter eines Buches und bewahren sie etwas abseits von unserem Arbeitstisch auf.

4. Auf einem Blech entzünden wir etwas Schwefel. Es entwickelt sich das stechend riechende Schwefeldioxyd. Ein Streifen blaues Jodstärkepapier, das wir nahe darüber halten, wird sofort gebleicht. Der Vorgang kann zur Erkennung des Schwefeldioxyds dienen.

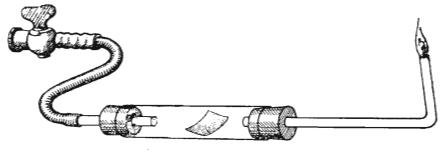
5. Das Jodkaliumstärkepapier dient uns zum Nachweis geringer Mengen von Chlor. Dieses erzeugen wir entsprechend Versuch 6/14, aber in ganz kleinen Mengen, indem wir in ein Probierglas 2 cm hoch Schwefelsäure bringen und einige Kochsalzkristalle sowie einige Kristalle Kaliumpermanganat hineinfallen lassen. In die Mündung des Glases gehängtes farbloses Jodkaliumstärkepapier färbt sich unter dem Einfluß des Chlors sofort blau. Chlor verdrängt nämlich das Jod aus dem Jodkalium und dieses Jod färbt dann die Stärke blau.

Dieser Versuch wird wegen der Schädlichkeit des Chlors vor dem Fenster ausgeführt.

6. Das Silberammoniakpapier kann uns zum Nachweis des Kohlenmonoxyds dienen. Kohlenmonoxyd findet sich fast immer im oberen Teil des Feuerungsraumes mit Kohle geheizter Öfen. Wenn eine Möglichkeit dazu besteht, halten wir ein Stück Silberammoniakpapier an einem Draht in den oberen Ofenraum. Das Papier wird unter dem Einfluß des Kohlenmonoxyds rasch geschwärzt.

Bei schlecht schließenden Ofenklappen kann dieses giftige Kohlenmonoxyd ins Zimmer entweichen und tödliche Vergiftungen verursachen.

7. Heizgas enthält etwa 10% Kohlenmonoxyd. Um dies zu beweisen, leiten wir das Gas durch das weite Glasrohr, in dem sich ein Stück Silberammoniakpapier befindet. Das Gas wird dann an dem nach oben gerichteten Ende des Winkelrohres angezündet. Die Schwärzung des Silberammoniakpapieres beweist das Vorhandensein von Kohlenmonoxyd, das in der Flamme zu dem weniger giftigen Kohlendioxyd verbrennt. Würden wir das Heizgas nicht anzünden, so entstünde eine Mischung mit der Zimmerluft, und Vergiftungen oder Explosionen könnten die Folge sein!



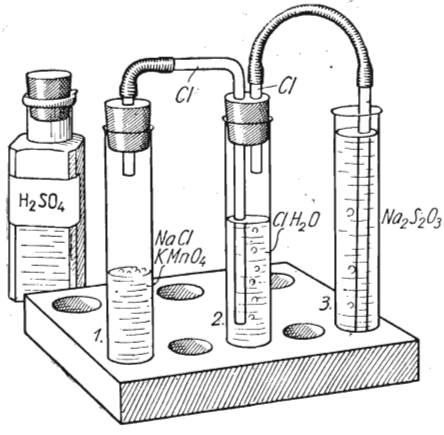
8. In den Auspuffgasen des Benzinmotors ist viel Kohlenmonoxyd enthalten. Wir beweisen dies, indem wir Silberammoniakpapier in die Nähe der Auspufföffnung eines laufenden Fahrzeugmotors halten. Wegen des großen Kohlenmonoxydgehaltes der Auspuffgase sind durch Laufenlassen von Fahrzeugmotoren in geschlossenen Räumen schon viele tödliche Vergiftungen entstanden.

9. Zum Nachweis des viel weniger giftigen Kohlendioxyds benutzen wir schon lange die Trübung mit Kalkwasser. Wir wissen, daß sich dabei das Kohlendioxyd mit dem Kalziumhydroxyd zu Kalkstein verbindet.

Kellerräume füllen sich häufig mit dem bei der Gärung entstehenden Kohlendioxyd. Durch Aufstellen von frischer Kalkmilch in flachen Gefäßen kann das Gas an Kalziumhydroxyd gebunden und so beseitigt werden.

10. Das giftige Chlor würde mit Kalkmilch ebenfalls Verbindungen eingehen; besonders leicht verbindet es sich mit dem sogenannten Fixiersalz, Natriumthiosulfat $Na_2S_2O_3$ (Glas 67). In diesem Fixiersalz ist Natriumsulfit nochmals mit Schwefel verbunden. Wenn man Salzsäure hinzugießt, so scheidet sich Schwefel aus, es entsteht Natriumchlorid und schweflige Säure H_2SO_3, die ihrerseits in Wasser und Schwefeldioxyd zerfällt. Das Schwefeldioxyd erkennt man leicht an seinem stechenden Geruch.

11. Wir wollen eine Lösung von Chlor in Wasser, sogenanntes Chlorwasser, herstellen. In das Probierglas gibt man die Rundung voll Kaliumpermanganat und darauf 1 cm hoch Kochsalz. Dann füllen wir das Probierglas bis zur Hälfte mit Wasser auf, es wird mit Stopfen und kurzem Glasrohr verschlossen. Von ihm führt ein Gummischlauch nach dem Winkelrohr, das ins Wasser des zweiten Probierglases taucht. Nachdem das Gas durch das Wasser hindurchgegangen ist, gelangt es durch das kurze Glasrohr und den Schlauch nach dem langen Glasrohr, das in Probierglas 3 mit Fixiersalzlösung führt*.



Wenn wir zu der Permanganat-Kochsalzmischung zuerst wenig Schwefelsäure gießen und sofort mit dem Stopfen verschließen, beginnt die Entwicklung von Chlor, das in zahlreichen Blasen durch das Wasser der Waschflasche steigt und dann in die Fixiersalzlösung eintritt. Diese trübt sich durch ausgeschiedenen Schwefel, und an der Mündung von Glas 3 bemerkt man nicht mehr den Chlorgeruch, sondern den Geruch von Schwefeldioxyd. Das Chlor ist durch das Fixiersalz gebunden und unschädlich gemacht worden. Das Wasser des Glases 2 löst etwas Chlorgas auf. Wir verwenden dieses Chlorwasser im Versuch 17.

12. Weil Fixiersalzlösung Chlor verschluckt, könnten wir uns vor der Einatmung von Chlor auf kurze Zeit dadurch schützen, daß wir einen mit Fixierlösung getränkten Wattebausch vor Mund und Nase halten. Bei Benützung eines solchen Chlorgasfilters könnten wir im Versuch 6/21 den Chlorgeruch nicht wahrnehmen.

13. Es ist anzunehmen, daß sich für jedes Giftgas ein Stoff finden läßt, der das Gas chemisch bindet und unschädlich macht. Aber es müßte schwierig sein, immer zu erkennen, welches Giftgas vorliegt und bei Mischung mehrerer Gase die richtigen Gegenmittel in Anwendung zu bringen.

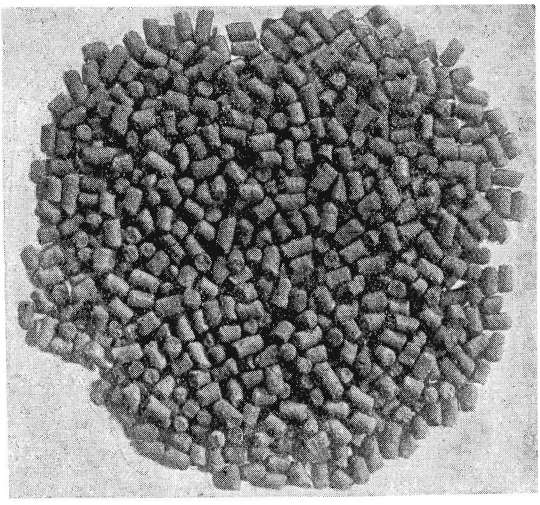
Nun hat man aber einen Stoff gefunden, der fast alle gefährlichen Gase zurückzuhalten vermag; es ist das die Kohle, etwa von der Art unserer Holzkohle. Schon längst benutzte man Holzkohle oder Knochenkohle zur Beseitigung von Farbstoffen, z. B. in der Zuckerfabrikation.

Wir machen darüber folgenden Versuch: Wir zerdrücken etwa 3 cm^3 unserer Holzkohle zu Pulver und füllen sie in ein Probierglas. In einem zweiten Probierglas bereiten wir eine blaßrote Lösung von Diamantfuchsin aus Röhrchen 113. Von dieser Lösung gießen wir soviel zu der Kohle, daß diese etwa 1 cm hoch von der Flüssigkeit bedeckt ist. Wir schütteln und bemerken, daß alle Farbe in die Kohle hineinzieht. und die Flüssigkeit farblos wird. Wir filtrieren. Die Lösung ist fast ganz entfärbt.

* Das Überstülpen von Gummischläuchen über Glasrohre wird sehr erleichtert, wenn man die Rohre befeuchtet.

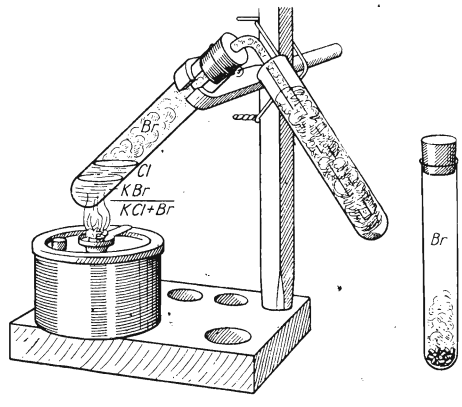
Wenn wir die mit Farbe beladene Holzkohle mit frischem Wasser übergießen, wird dieses nicht gefärbt. Sobald wir aber die Kohle mit diesem Wasser aufkochen, wird die Farbe zurückgegeben.

14. Die festhaltende Kraft der Holzkohle beruht darauf, daß diese von der Gasaustreibung her von vielen mikroskopisch kleinen Kanälchen durchzogen ist. Die Wände dieser Kanälchen bilden eine innere Oberfläche von bedeutender Größe. Durch Behandlung mit gewissen chemischen Stoffen und überhitztem Wasserdampf erhält man eine besonders vielporige Kohle, so daß 1 g dieser sogenannten *Aktivkohle* eine innere Fläche von etwa 650 m² aufweist! Diese vermag viel größere Mengen von Farbstoffen und auch von Gasen festzuhalten.



Wir wiederholen unseren Versuch, indem wir an Stelle von Holzkohle eine Rundung voll Aktivkohle aus Glas 66 verwenden. Die Flüssigkeit wird vollständig entfärbt.

15. Aktivkohle hält auch Gase in sich fest. Dies zeigen wir zuerst mit dem Gas *Brom*. Dieses Gas steckt in dem Salz Kaliumbromid aus Röhrchen 114 (KBr). Brom (Br) ist ein Element, schwer, dunkelbraun und so giftig, daß es auch nicht in kleinen Mengen eingeatmet werden darf. Wir erzeugen darum auch nur eine geringe Menge.

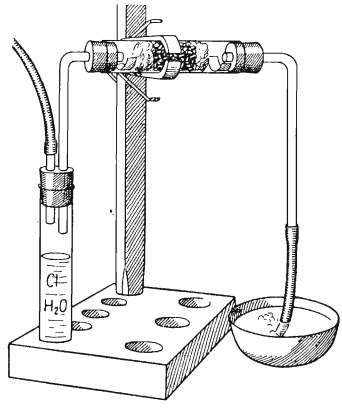


Wir lösen einige Kristalle Kaliumbromid und ebensoviel Kristalle Kaliumpermanganat (Glas 54) in einem Probierglas in 2 cm hoch Wasser und geben dazu etwa 1 cm hoch verdünnte Schwefelsäure. Das Brom wird aus einer Verbindung verdrängt, die Lösung wird sofort dunkelbraun. Wir versehen das Probierglas mit Ableitungsrohr, das in ein leeres Probierglas führt, und erwärmen. Es entsteigt Bromdampf, der das zweite Glas füllt und sich bald zu einem dunklen Tropfen verdichtet. Wir unterbrechen die Bromerzeugung sofort und geben in das mit Bromdampf gefüllte Probierglas etwa die Rundung voll Aktivkohle, verschließen mit einem Kork und schütteln. Das Gas verschwindet, es ist von der Kohle verschluckt worden.

16. Das braune Gas Stickstoffdioxyd würde von der Aktivkohle ebenfalls verschluckt, überhaupt alle schweren Gase mit vielfacher Zusammensetzung. Dagegen werden leichte Gase: Wasserstoff, Ammoniak und leider auch das giftige CO-Gas nicht festgehalten; auch die Luft wird nicht verschluckt. Dagegen vermag Aktivkohle beträchtliche Mengen Chlorgas in sich aufzunehmen; auch dann, wenn das Chlor stark durch Luft verdünnt ist, vermag sie dieser Luft das Chlor zu entziehen.

17. Um das zu beweisen, nehmen wir das im Versuch 11 aufbewahrte Probierglas mit Chlorwasser her. Auch die Luft über dem Chlorwasser in diesem Probierglas ist stark chlorhaltig. Wenn wir das Winkelrohr so weit emporziehen, daß es nicht mehr ins Chlorwasser taucht, und zum Schlauch hineinblasen, dann entweicht aus dem Winkelrohr chlorhaltige Luft. Dies beweisen wir, indem wir Jodkaliumstärkepapier vor das Winkelrohr halten. Es wird sofort blau.

18. Nun soll die chlorhaltige Luft durch Aktivkohle geleitet werden. Wir bringen in das weite Glasrohr einen Wattebausch und dann eine 2 cm hohe Schicht Aktivkohle, dann wieder einen Wattebausch, und beiderseits wird das Rohr mit durchbohrten Stopfen verschlossen. In die beiden Räume zwischen Stopfen und Wattebausch bringen wir Jodkaliumstärkepapier. Wenn wir dann in den Schlauch blasen, streicht der Luftstrom zuerst durch den Luftraum über dem Chlorwasser und dann durch das Filterrohr.



Der Luftstrom nimmt aus dem Chlorwasser Chlor mit. Dies erkennt man gleich am Blauwerden des ersten Jodkaliumstärkepapiers. An den Gasblasen, die aus dem in die Porzellanschale getauchten Winkelrohr fortwährend austreten, sehen wir, daß die Luft das ganze Filterrohr leicht durchdringt. Der zweite Papierstreifen wird nicht blau und beweist damit, daß das Chlor die Aktivkohle nicht zu durchdringen vermag.

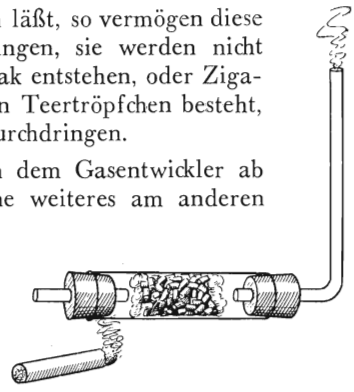
(19.) Wenn man den Chlorerzeuger von Versuch 11 unmittelbar an den Filter anschließt und so reines Chlorgas hindurchleitet, wird die Aktivkohle nach einiger Zeit gesättigt sein. Am Blauwerden des zweiten Jodkaliumstärkepapieres würde man erkennen, daß der Filter nun durchgeschlagen hat und nicht mehr schützt.

20. Im Freien oder in sehr großen Räumen verdünnen sich die Gase rasch mit Luft, so daß Vergiftungen erst nach längerer Einatmung entstehen. Durch einen Filter mit wenigen Gramm Aktivkohle könnten viele Kubikmeter schwach vergaster Luft entgiftet werden.

Ein Mensch atmet in Ruhe ungefähr 16mal in der Minute und nimmt mit jedem Atemzug einen halben Liter Luft auf, verbraucht somit in der Minute 8 Liter, in der Stunde 480 Liter oder etwa ½ m^3 Luft. Bei Bewegung steigt der Luftverbrauch allerdings auf das Zwei- bis Dreifache. Es ist also möglich, eine für mehrere Stunden ausreichende Menge Atemluft mit wenigen Gramm Aktivkohle zu entgiften.

21. Wenn in Betrieben gesundheitsschädliche Gase entstehen, müssen die Arbeiter Gasmasken tragen, die als wirksamen Bestandteil Aktivkohle enthalten. Damit der Widerstand beim Atmen nicht zu groß wird, ist die Kohle in möglichst breiter Schicht eingefüllt, und das Ausatmen geschieht durch ein besonderes Ausatmungsventil, das sich beim Einatmen schließt. Wichtig ist natürlich, daß die Maske überall luftdicht am Kopf anliegt, so daß die Atmung nur durch den Filter und das Ausatmungsventil erfolgen kann. Durch die Tatsache, daß Aktivkohle die zur Atmung notwendigen Gase, Sauerstoff und Stickstoff, allerdings auch einige leichtere Gase wie Wasserstoff, Ammoniak und Kohlenmonoxyd durchläßt, aber alle schweren und zusammengesetzten Gase verschluckt, schützt die Gasmaske gegen alle als Giftgas in Betracht kommenden Gase. Es sei aber ausdrücklich gesagt, daß die Gasmaske gegen Kohlengasvergiftung (CO) oder Vergiftung durch ausströmendes Heizgas keinerlei Schutz gewährt.

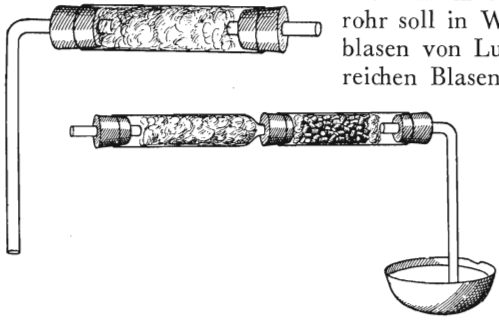
22. Die große Aufnahmefähigkeit der Aktivkohle für Gase beruht darauf, daß die Gasmoleküle von den feinen Poren durch eine Art Haarröhrchenwirkung angezogen werden. Wenn man aber einen aus viel gröberen Molekülen bestehenden Nebel durch die Kohleteilchen hindurchstreichen läßt, so vermögen diese Nebeltröpfchen nicht in die feinen Poren einzudringen, sie werden nicht verschluckt. Die Salzsäurenebel, wie sie mit Ammoniak entstehen, oder Zigarettenrauch, der in seinem sichtbaren Teil aus feinen Teertröpfchen besteht, vermögen eine Schicht Aktivkohle ungehindert zu durchdringen.

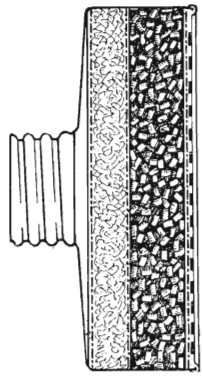


Wir nehmen das Rohr mit der Aktivkohle von dem Gasentwickler ab und blasen Zigarettenrauch hindurch. Er tritt ohne weiteres am anderen Ende aus. Die Gasmaske gewährt somit keinen Schutz vor Einatmung giftiger Nebel.

23. Weil die Nebeltröpfchen verhältnismäßig groß sind, lassen sie sich aber durch Filterpapier oder durch einen dicken Wattefilter zurückhalten.

Wir stopfen Watte mit einem Lineal zu einer etwa 8 cm hohen Schicht in das weite Glasrohr, verschließen beiderseits mit Stopfen und kurzem bzw. winkligem Glasrohr. Das Winkelrohr soll in Wasser tauchen. Wir sehen beim Durchblasen von Luft, daß diese am Winkelrohr in zahlreichen Blasen austritt. Der Wattefilter ist für Luft leicht durchlässig. Wenn wir das Winkelrohr aus dem Wasser nehmen und nach oben richten, dann Zigarettenrauch am kurzen Rohr einblasen, gelangt er nicht bis zum Ausgang des Rohres.





24. Wenn wir längere Zeit Rauch durch den Wattefilter blasen, werden durch den Niederschlag der Flüssigkeitströpfchen die Durchgänge immer mehr verstopft, bis auch die Luft nicht mehr durchtreten kann. So erschöpft sich der *Nebelfilter* nicht durch Durchschlagen, sondern durch völlige Undurchlässigkeit.

25. Aktivkohle hält Gase, der Faserfilter Nebelstoffe zurück. Um vor beiden zu schützen, können wir die beiden Rohre auch hintereinanderschalten, wie in der Abbildung dargestellt ist.

Die Gasmasken enthalten außer einer Schicht Aktivkohle noch einen Nebelfilter und können so vor fast allen Gasen und giftigen Nebeln schützen.

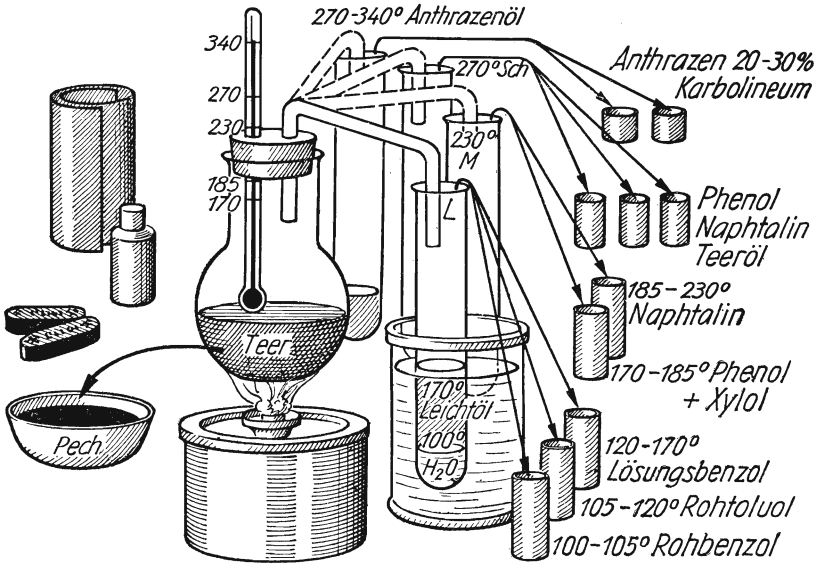
36. Teer und Teerfarben

1. Die trockene Destillation der Steinkohle, die zur Herstellung des Heizgases in den Gaswerken und zur Herstellung von Koks für die Eisengewinnung in besonderen Kokereien vorgenommen wird, ergibt als Nebenprodukt den Teer. Aus 100 kg Steinkohle entstehen 3,5 bis 6 kg Teer. Von dem in Deutschland erzeugten Teer entfallen

1/5 auf die Gaswerke und 4/5 auf die Kokereien. Dieser Teer war früher ein lästiges Nebenerzeugnis; heute ist er das geschätzte Ausgangsmaterial zur Darstellung vieler sehr wertvoller Verbindungen.

Steinkohlenteer bildet eine bräunliche bis tiefschwarze ölige Flüssigkeit. Er ist eine Mischung von mehreren Verbindungen, hauptsächlich von Kohlenwasserstoffen, die sich namentlich durch ihren verschieden hohen Siedepunkt unterscheiden und daher durch Destillation getrennt werden können.

Ohne daß ein entsprechender Versuch gemacht wird, soll eine solche Destillation in der Abbildung verfolgt werden. Der Teer wird in der Flasche erhitzt, bis das eingesetzte Thermometer auf 170° gestiegen ist. Durch Abkühlung der entweichenden Dämpfe haben sich Wasser und darüber das Leichtöl abgesetzt. Jetzt wird das Ableitungsrohr in ein zweites Gefäß eingeleitet, und darin sammelt sich das Mittelöl. Sobald das Thermometer 230° zeigt, wird das Auffanggefäß wiederum gewechselt, zur Aufnahme



von Schweröl. Was von 270—340° übergeht, wird in einem vierten Gefäß aufgefangen, es heißt Anthrazenöl. Bei 340° wird die Destillation unterbrochen, und der im Destillationsgefäß verbliebene Rückstand wird als Pech abgelassen. Es wird als Bindemittel in der Herstellung von Steinkohlen- und Braunkohlenbriketts verwendet. Ein mit Teeröl aufgelöstes Pech dient als Eisenlack und zur Herstellung von Dachpappe.

2. Die einzelnen Teeröle werden nochmals einer Destillation unterworfen; man erhält dann:

aus Leichtöl	*aus Mittelöl*	*aus Schweröl*	*aus Anthrazenöl*
100—105° Rohbenzol	170—185° Phenol	Phenol	20—30% Karbolineum
105—120° Rohtoluol	Xylol	Naphthalin	
120—170° Lösungsbenzol	185—230° Naphthalin	Teeröl	

Aus dem Mittelöl und dem Schweröl scheidet sich beim Abkühlen bereits ein großer Teil des Naphthalins und des Anthrazens als feste Kristalle aus.

Alle diese Stoffe sind ihrerseits wieder Ausgangsstoffe für die Herstellung zahlreicher Verbindungen.

3. Der wichtigste Rohstoff aus dem Steinkohlenteer ist das Benzol, das 20% des Teeres ausmacht.

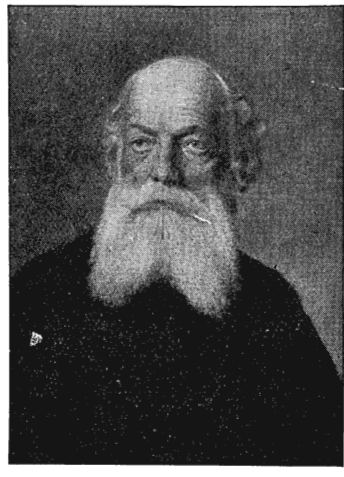
In dem Glas 64 ist solches Benzol enthalten, wie es auch als Motortreibstoff Verwendung findet.

Wir stellen ein Probierglas mit ½ cm hoch Benzol in die Kochflasche mit Wasser und erwärmen. Lange bevor das Wasser kocht, beginnt das Benzol zu sieden. Das Thermometer würde einen Siedepunkt von 80° anzeigen. Wegen dieses niedrigen Siedepunktes verdunstet ein Tropfen Benzol auf einem Papierblatt sehr rasch.

4. Im Abschnitt über die Fette ist gezeigt worden, daß Benzol die Fähigkeit hat, Fett aufzulösen. Es gleicht in seiner Brennbarkeit, im Geruch und in seiner Eigenschaft, Fett aufzulösen, sehr dem bekannten Benzin. Es darf aber doch nicht mit diesem verwechselt werden. Benzin wird nicht aus dem Teer, sondern durch Destillation des rohen Erdöls gewonnen. Einen interessanten Unterschied zwischen Benzin und Benzol bemerkt man, wenn man von jedem eine kleine Probe in je ein Probierglas gibt und in beiden Flüssigkeiten ein Schüppchen Jod aus dem Röhrchen 108 auflöst. In Benzol gibt Jod eine Rotfärbung, in Benzin eine Braunfärbung.

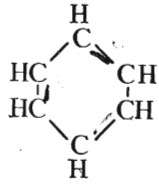
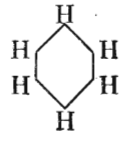
5. Benzol hat die Formel C_6H_6, es enthält ebensoviel Kohlenstoff wie Wasserstoff. Der Reichtum an Kohlenstoff äußert sich in der Art, wie Benzol verbrennt.

Wir geben das in Versuch 3 benutzte Benzol in die Porzellanschale und zünden es an. Die aufsteigenden schwarzen Rußflocken sind Kohlenstoff, der zum Verbrennen nicht genügend Sauerstoff vorgefunden hat.



Friedr. Aug. Kekule von Stradonitz
1829—1896

6. Benzol bildet außerordentlich viele Verbindungen, von denen sich manche durch auffallenden Geruch oder als Farbstoffe auszeichnen. Diese Reichhaltigkeit rührt davon her, daß die Elemente im Benzol nicht einfach aneinandergereiht, sondern daß die sechs Kohlenstoffatome unter sich zu einem sechseckigen Ring verbunden sind, wobei jedes Kohlenstoffatom noch außerhalb des Ringes mit je einem Wasserstoffatom behängt ist. Nach dieser, durch Friedrich August Kekule gemachten Entdeckung schreibt sich die Formel des Benzols wie folgt:

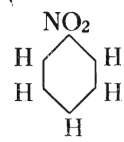
C_6H_6 oder  oder, wenn man sich an jeder Ecke ein Kohlenstoffatom nur denkt, 

oder noch einfacher, indem man an jeder Ecke die nicht geschriebene Gruppe CH hinzudenkt.

Indem ein, zwei oder mehrere Wasserstoffatome durch andere Elementgruppen oder Elemente ersetzt werden, entsteht eine Unzahl von Verbindungen.

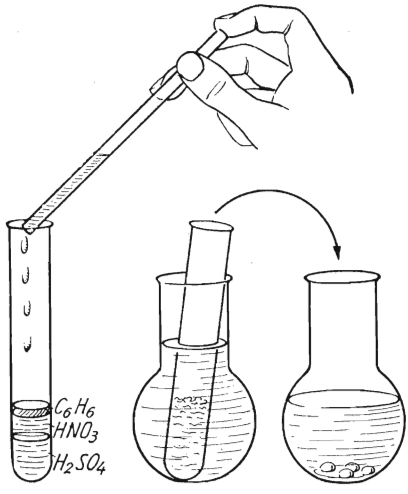
7. Am leichtesten gelingt die Nitrierung des Benzols, seine Verbindung mit Salpetersäure erfolgt nach der Formel

$$\underset{\text{Benzol}}{C_6H_6} + \underset{\text{Salpetersäure}}{HNO_3} = \underset{\text{Nitrobenzol}}{C_6H_5NO_2} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O}$$

Nitrobenzol = $C_6H_5NO_2$ oder  oder einfacher

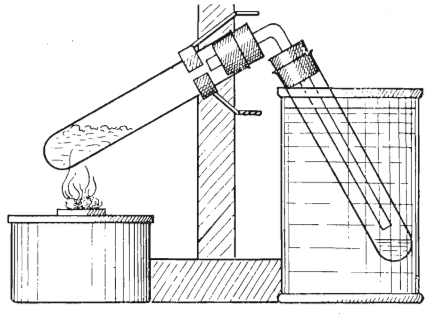
Um das entstehende Wasser wegzuschaffen, muß neben der Salpetersäure noch die wasserentziehende konzentrierte Schwefelsäure beigefügt sein.

Zur Herstellung von Nitrobenzol mischen wir also in einem Probierglas 1 cm hoch starke Salpetersäure mit 2 cm hoch starker Schwefelsäure. Nachdem wir durch die vielen vorausgegangenen Versuche gelernt haben mit Säuren umzugehen, können wir es wagen, die für die Auffüllung unserer Säureflaschen wahrscheinlich in konzentrierter Form gekauften Säuren hier unverdünnt zu verwenden.



In der Kochflasche halten wir kaltes Wasser bereit. Wir benutzen die Glasröhre als Stechheber und lassen vier bis acht Tropfen Benzol in die Säuremischung fallen. Die Flüssigkeit erhitzt sich unter Gasentwicklung. Wenn diese zu lebhaft wird, kühlen wir, indem wir das Probierglas in die Kochflasche mit Wasser stellen. Wir geben unter fortwährendem Umschwenken insgesamt zehn Tropfen Benzol hinzu. Aus dem Benzol entsteht Nitrobenzol, das wir sogleich an seinem Geruch nach bitteren Mandeln erkennen. Weil Nitrobenzol giftig ist, wollen wir nicht zu lange daran riechen.

8. Wir gießen den Inhalt des Probierglases in die halb mit Wasser gefüllte Kochflasche. Das Nitrobenzol ist unlöslich im Wasser, es sinkt in kleinen Tröpfchen zu Boden, weil es schwerer ist als Wasser. Wir bringen den Bodensatz, nachdem der größte Teil des Wassers von ihm abgegossen ist, in ein Probierglas und erwärmen. Das Nitrobenzol läuft in Tropfen am Grunde zusammen. Wir überlegen, warum die ölig aussehenden Tropfen nicht etwa Benzol sein könnten. Ein Versuch mit einem Tropfen Benzol, den wir in einem anderen Gefäß auf Wasser gießen, zeigt, daß dieser als leichter Stoff obenauf schwimmt, während die Tropfen des Nitrobenzols als schwere Flüssigkeit unten liegen.



9. Um das Nitrobenzol von den Säuren zu trennen, unterwerfen wir es einer Destillation nach Art der Abbildung. Das

überdestillierte Nitrobenzol sitzt als Flüssigkeit vom spezifischen Gewicht 1,2 unten im Probierglas. Wir bewahren es für Versuch 18 auf.

10. Nitrobenzol ist der Ausgangsstoff für die Darstellung des *Anilins*, das wegen der vielen, aus ihm hergestellten Farben bekannt ist. Das Röhrchen 103 enthält (das giftige!) Anilin.

In ein Probierglas geben wir einen großen Tropfen Anilin, dazu 2 cm hoch Wasser, und schütteln. Anilin scheint in Wasser unlöslich zu sein. Wenn wir aber Wasser bis auf die halbe Höhe des Probierglases nachfüllen, löst sich das Anilin.

11. Zu einem Teil dieses sogenannten *Anilinwassers* geben wir etwas von dem in Versuch 6/19 hergestellten Chlorkalk und schütteln. Bald färbt sich das Anilinwasser violett. Die Färbung mit Chlorkalkwasser ist ein Erkennungsmittel für *Anilin.* Wir bewahren das jetzt nicht verwendete Anilinwasser für spätere Versuche auf.

12. Zu einem Tropfen Anilin geben wir ein wenig verdünnte Salzsäure. Das Anilin, das sich in wenig Wasser nicht löste, löst sich in Salzsäure unter Blaufärbung sofort auf.

In einem zweiten Versuch geben wir zu einer halben Rundung voll Anilin unverdünnte Salzsäure (aus unserem Einkaufsvorrat). Jetzt entsteht eine salzartige Verbindung von salzsaurem Anilin oder *Anilinchlorhydrat*, $C_6H_5NH_2HCl$.

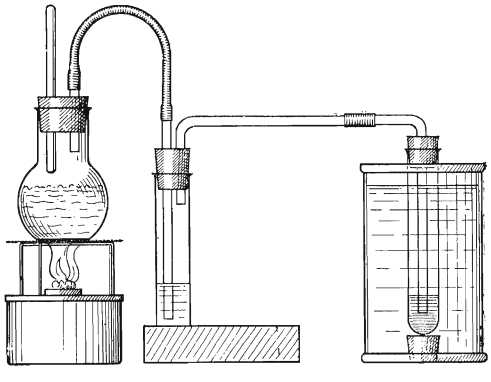
13. Wir tauchen ein Hölzchen in die über dem Anilin stehende Flüssigkeit; es wird sofort kräftig gelb gefärbt. An dieser Färbung erkennen wir Anilin wieder. Wenn nämlich ein mit Salzsäure befeuchtetes Holzstäbchen gelb wird, muß Anilin vorhanden sein.

14. Wir geben einen Tropfen Anilinchlorhydrat auf ein Stückchen Zeitungspapier und ebenso auf gutes Schreibpapier. Die kräftige Gelbfärbung zeigt, daß im Zeitungspapier noch Holzstoff (Lignin) enthalten ist, im Schreibpapier dagegen nicht.

15. Wir gießen zu Anilin etwas von unserer verdünnten Schwefelsäure. Sofort scheiden sich Kristalle von *Anilinsulfat* aus.

16. Aus den Anilinsalzen der Versuche 12 und 15 kann man das Anilin wieder ausscheiden, indem man eine Lauge zusetzt, z. B. Natronlauge. Nach einiger Zeit schwimmt das ausgeschiedene Anilin als bräunliches Öl obenauf.

17. Um das Anilin von der Lauge zu trennen, kann man es mit Hilfe von Wasserdampf destillieren. Die Kochflasche wird als Dampferzeuger eingerichtet. Man füllt sie zu $^3/_4$ mit Wasser und verschließt sie mit dem großen Kork, dessen eine Bohrung mit dem Glasstab verschlossen ist, während die andere ein kurzes Glasrohr mit Schlauchstück trägt. Dieses führt nach dem mit dem doppelt durchbohrten Gummistopfen verschlossenen Probierglas des Versuchs 16, das Anilin und Natronlauge enthält, und zwar nach dem Rohr, das bis an den Grund des Probierglases reicht. Von dort geht die Leitung weiter durch Winkelrohr und Schlauchstück nach einem leeren Probierglas, das in kaltem Wasser steht.



Bevor wir mit der Dampferzeugung beginnen, müssen wir daran

denken, daß unter allen Umständen die Verbindung zwischen der Kochflasche und dem Probierglas mit Lauge zu unterbrechen ist, bevor man mit dem Heizen aufhört, damit nicht Flüssigkeit nach der Kochflasche gesaugt wird.

Wir bringen das Wasser zum Sieden; der Dampf strömt durch die anilinhaltige Lauge und erhitzt diese ebenfalls zum Sieden. Der Wasserdampf reißt das Anilin mit, und in dem gekühlten Probierglas kondensieren Wasser und Anilin zu einer zuerst milchig aussehenden Flüssigkeit, aus der sich dann das Anilin als heller Öltropfen am Boden zusammenfindet. In das überstehende Anilinwasser tauchen wir ein mit Salzsäure befeuchtetes Hölzchen und beweisen so, daß das Anilin überdestilliert ist. Einen Teil des Anilinwassers gießen wir zur Chlorkalklösung und beobachten Violettfärbung wie in Versuch 11. Nun können wir es wagen, selbst Anilin herzustellen.

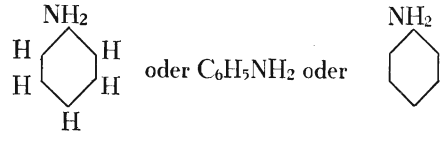
18. Anilin entsteht aus Nitrobenzol durch Reduktion, d. h. Verminderung des Sauerstoffgehaltes und Ersatz desselben durch Wasserstoff. Dieser Vorgang tritt ein, wenn man Wasserstoff aus Metall und Salzsäure unmittelbar in der Flüssigkeit erzeugt, die Nitrobenzol enthält. Wasserstoff im Entstehungszustande ist sehr angriffslustig.

Der Wasserstoff bildet zuerst mit dem Sauerstoff des Nitrobenzols zwei Teile Wasser und verbindet sich dann mit dem Rest des Nitrobenzols zu Anilin:

$$C_6H_5NO_2 + \begin{matrix}Zn\\Zn\\Zn\end{matrix} + \begin{matrix}HCl\\HCl\\HCl\\HCl\\HCl\end{matrix} = \begin{matrix}ZnCl_2 + H_2O\\ZnCl_2 + H_2O\\ZnCl_2 + H_2O\end{matrix} + C_6H_5NH_2$$

Nitrobenzol Zink Salzsäure Anilin

Die Formel des Anilins könnte auch geschrieben werden:



Stoffe, die die Gruppe NH_2 enthalten, heißt man auch Amine, Anilin heißt darum auch Phenylamin.

Wir nehmen nun das Probierglas des Versuchs 9 her, gießen zu unserem Nitrobenzoltropfen 1 cm hoch Wasser und 2 cm hoch verdünnte Salzsäure und fügen etwa die Rundung voll Eisenfeilspäne oder ganz kleine Nägel hinzu. Durch leichtes Erwärmen bringen wir die Wasserstoffentwicklung in Gang. Wenn sie zu lebhaft wird, kühlen wir durch Einstellen in kaltes Wasser.

19. Wenn die Wasserstoffentwicklung aufgehört hat, prüfen wir, ob wirklich Anilin entstanden ist. Wir tauchen ein Hölzchen in die Flüssigkeit oder betupfen Zeitungspapier damit. Die Gelbfärbung entspricht der mit salzsaurem Anilin. Das entstandene Anilin hat sich nämlich sogleich mit der Salzsäure verbunden. Um es zu befreien, geben wir so viel Natronlauge in die Mischung, bis Lackmus blau bleibt. Dadurch wird das Anilin frei und scheidet sich in Tröpfchen aus, die die ganze Flüssigkeit milchig trüben. Dann leiten wir wie in Versuch 17 Wasserdampf durch die Mischung und erhalten im gekühlten Glas Anilin in Form eines öligen schweren Tropfens. Mit dem abdestillierten Anilin machen wir wieder die Chlorkalkprobe.

20. Vom Anilin stammen viele prächtige Farbstoffe ab. Zu den ältesten Anilinfarbstoffen gehört das *Fuchsin*, das entsteht, wenn man mit Toluidin vermengtes Anilinöl zusammen mit einem Quecksilbersalz, z. B. mit Quecksilbernitrat, erwärmt.

21. Die Herstellung des Fuchsins ist nicht ganz leicht, darum lösen wir für unsere Versuche ein Körnchen von dem grünschillernden Fuchsin aus dem Röhrchen 113 in einem halben Probierglas Wasser auf und beobachten violettrote Färbung. Fuchsinlösung ist bekannt als violettrote Tinte.

22. Zu einem Teil der eben hergestellten Fuchsinlösung gießen wir Salmiakgeist. In dieser Entfärbung sehen wir ein Mittel, um durch rote Tinte entstandene Flecken an den Fingern zu entfernen.

23. Zu einer kleinen Probe der entfärbten Lösung gießen wir Salzsäure. Die Farbe erscheint wieder. Fuchsin ist nämlich *salzsaures Rosanilin*, von der Formel $C_{20}H_{19}N_3HCl$.

24. Um als Farbstoff zu gelten genügt es nicht, daß ein Stoff farbig ist. Er muß imstande sein, diese Farbe auf andere Körper haltbar zu übertragen. Wir legen einen kleinen, dicken, weißen Baumwollfaden und einen Streifen weißen Baumwollstoff einige Minuten in die rote Fuchsinlösung. Nach dem Herausnehmen scheint der Faden rotgefärbt. Durch einfaches Auswaschen verschwindet aber die Färbung zum größten Teil. Fuchsin vermag Baumwolle nicht unmittelbar zu färben.

25. Nun legen wir ebenso einen weißen Wollfaden zusammen mit einem weißen Baumwollfaden in die mit Salmiakgeist entfärbte Fuchsinlösung. In einigen Minuten vermag sich der Wollfaden, selbst in der entfärbten Lösung, rot zu färben. Die Färbung der Wolle bleibt auch bei langem Waschen bestehen. Fuchsin ist für Wolle und Seide ein direkt färbender Farbstoff, nicht aber für Baumwolle und Leinen.

26. Wir legen einen weißen Baumwollstreifen zuerst einige Stunden in eine dünne Lösung von Gerbsäure aus dem Röhrchen 110 und bringen ihn nach dieser Vorbehandlung in die entfärbte Fuchsinlösung. Wir bemerken, daß der mit Gerbsäure (Tannin) „gebeizte" Baumwollstoff nun durch Fuchsin haltbar gefärbt wird. Fuchsin ist für Baumwolle ein *Beizenfarbstoff*.

27. Das in großen Mengen gebrauchte *Anilinschwarz* entsteht durch Oxydation des salzsauren Anilins. Diese kann nur durch Sauerstoff erfolgen, der in der Lösung selbst frei wird.

Wir bereiten ein halbes Probierglas einer wässerigen Lösung von Kaliumbichromat (Röhrchen 101) und setzen 1 cm hoch Schwefelsäure zu, die aus Kaliumbichromat Sauerstoff frei macht.

In einem zweiten Probierglas bereiten wir nach Versuch 12 eine gleiche Menge salzsaures Anilin.

In einem dritten Probierglas gießen wir je $^1/_3$ der Bichromatlösung und der Anilinlösung zusammen. Sofort entsteht ein zuerst grüner, dann schwarzer Farbstoff, das Anilinschwarz. Dieses ist in Wasser unlöslich und bildet einen Niederschlag.

28. Durch Einlegen von heller Baumwolle und Wolle machen wir einen Färbeversuch. Nach dem Auswaschen erweisen sich Wolle und Baumwolle als ungefärbt.

Wir ändern den Versuch in der Weise, daß wir Wolle und Baumwolle zuerst in der Kaliumbichromat-Schwefelsäure tränken und trocknen. Nachher legen wir sie in einen Teil der Anilinchlorhydratlösung und beobachten, daß sich durch das Zusammenwirken der beiden Stoffe in der Faser selbst Anilinschwarz bildet, das durch Auswaschen nicht mehr entfernt werden kann. Anilinschwarz ist ein *Entwicklungsfarbstoff*.

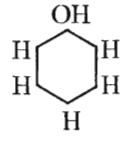
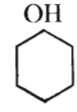
29. Bei dieser Gelegenheit erinnern wir uns des im Versuch 14/3 hergestellten Farbstoffes Preußischblau. Dieser würde als fertiger Farbstoff Gewebe nicht anfärben, wohl aber tut er es, wenn man das Gewebe zuerst mit Eisensalzlösung und dann mit Blutlaugensalzlösung behandelt und so den Farbstoff erst in der Faser sich bilden läßt.

30. Wenn man in der Anilinlösung Wasserstoff erzeugt, wirkt dieser reduzierend auf das Anilin. Wir schaben von dem Zinkblech feine Späne ab und mischen sie auf dem Uhrglas mit einem Tropfen Anilinöl. Ein Tropfen konzentrierter Schwefelsäure, den man auf die Mischung fallen läßt, bewirkt Rotfärbung.

So entstehen durch Weiterbehandlung des Anilins noch viele neue Stoffe.

31. In den vorstehenden Versuchen sind wir von dem im Steinkohlenteer enthaltenen Benzol ausgegangen. Wir haben das Benzol nitriert zu Nitrobenzol, dieses reduziert zu Anilin, mit dem wir salzartige Verbindungen erzeugt haben.

Wenn man Benzol stundenlang in stärkster Schwefelsäure erhitzt und nachher mit stärkstem Natriumhydroxyd behandelt, was mit unseren bescheidenen Mitteln nicht möglich ist, erhält man eine Verbindung, bei der ein Wasserstoffatom des Benzols abgetrennt und durch die mit Sauerstoff erweiterte Gruppe OH ersetzt ist; das Benzol ist auf Umwegen oxydiert worden, und es entstand Oxybenzol (Phenol) von der Formel

C_6H_5OH oder  oder kürzer 

Dieser Stoff ist bekannt unter dem Namen *Phenol*. Phenol ist ein Bestandteil des Teers und wird aus diesem gewonnen; es bildet rötliche Kristalle von eigentümlichem Geruch. Wegen seiner Giftigkeit kann es in unserem Kasten nicht enthalten sein.

32. Die in dem Glas 65 enthaltene Salizylsäure ist eine vom Benzol abgeleitete Verbindung, die uns eine Möglichkeit gibt, geringe Mengen Phenol herzustellen.

Die Salizylsäure bildet faserige Kristalle. Wir lösen die halbe Rundung eines Probierglases voll in 3 cm hoch Wasser. Wenn nicht alles gelöst ist, erwärmen wir das Wasser. Salizylsäure ist in warmem Wasser viel leichter löslich. Wir lassen die warme Lösung wieder erkalten und sehen darin die Salizylsäure in langen Nadeln sich ausscheiden.

33. In einem anderen Probierglas erwärmen wir eine Rundung voll Salizylsäure vorsichtig hoch über der Flamme, so daß sie eben schmilzt und verdampft. Sie sublimiert im kalten Teil des Glases in langen Nadeln.

34. Wenn man eine weitere Rundung voll Salizylsäure in der Flamme möglichst rasch erhitzt, so zersetzt sie sich, die zusammengeschmolzenen Kristalle färben sich leicht rötlich und riechen nun ganz anders wie Salizylsäure. Der aus dem Zimmer des Arztes bekannte Geruch rührt von dem durch Zersetzung der Salizylsäure entstandenen *Phenol* her.

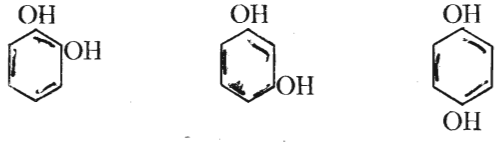
35. Wir lösen ein Körnchen der phenolhaltigen Masse und lassen mit dem Stechheber einen Tropfen Eisenchlorid aus Versuch 6/27 (Röhrchen 111) darauf fallen. Es entsteht sofort eine blauviolette Färbung, die zur Erkennung des Phenols dienen kann.

36. Einige Körnchen der phenolhaltigen Masse übergießen wir in einem Probierglas 2 cm hoch mit Bromwasser, das im Versuch 35/15 hergestellt wurde. Wir erwär-

men und kühlen nachher durch Einstellen in kaltes Wasser. Es entsteht ein gelblichweißer Niederschlag durch Bildung von *Tribromphenol.*

37. Weil im Phenol ein Wasserstoffatom des Benzols durch die Gruppe OH ersetzt, also oxydiert wurde, bezeichnet man Phenol auch als *Oxybenzol.* Wenn mit stärkeren Oxydationsmitteln erreicht wird, daß *zwei* Wasserstoffatome ersetzt werden, so entsteht ein zweiwertiges Phenol, oder *Dioxybenzol,* von der Formel $C_6H_4(OH)_2$.

Man kennt drei Dioxybenzole von genau der gleichen mengenmäßigen Zusammensetzung der Bestandteile, aber mit gleichwohl verschiedenen Eigenschaften. Man erklärt dies dadurch, daß die oxydierten Atome bei den einzelnen Stoffen verschieden zueinander stehen.



Ortho-Stellung *Brenzkatechin* | Meta-Stellung *Resorzin* | Para-Stellung *Hydrochinon*

38. Von diesen drei möglichen Dioxybenzolen ist das Resorzin (Metadioxybenzol) im Glas 69 unseres Baukastens enthalten. Es bildet schöne Kristallnadeln.

Wir lösen in einem Probierglas eine halbe Rundung voll Resorzin in 4 cm hoch Wasser und bemerken, daß das Resorzin leichter löslich ist als Salizylsäure.

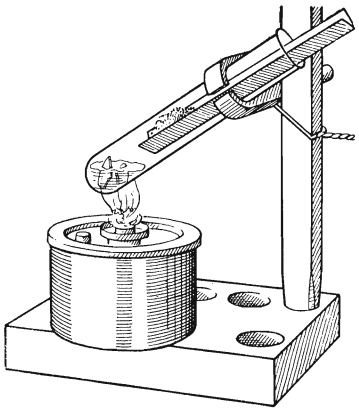
39. Zu 1/3 der Resorzinlösung geben wir einen Tropfen Eisenchlorid und beobachten eine ähnliche Violettfärbung wie beim Phenol. Die Färbung verschwindet, wenn man ein Körnchen Soda und einige Tropfen Essig beifügt. Unterschied gegenüber Salizylsäure.

40. Wir bringen in ein sauberes Probierglas 3 cm hoch Wasser und einige Tropfen Silbernitratlösung. Von dieser Silbernitratlösung geben wir 1 cm hoch zum zweiten Drittel der Resorzinlösung und erwärmen bis fast zum Sieden. Es scheidet sich schwarzes Silber aus. Wegen dieser Fähigkeit, Silber zur Ausscheidung zu bringen, findet Resorzin Anwendung als photographischer Entwickler.

41. Weil bei der Entwicklung von Filmen die Flüssigkeit nicht erhitzt werden darf, wird der Entwicklungsflüssigkeit Lauge beigegeben. Wir geben nochmals einen Teil unserer Silbernitratlösung mit dem letzten Drittel der Resorzinlösung zusammen und dazu etwas Natronlauge. Jetzt erfolgt Silberausscheidung auch ohne Erwärmung.

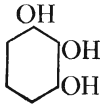
42. Das Paradioxybenzol, *Hydrochinon,* ist ebenfalls ein bekannter Entwickler. Im Kosmos-Baukasten Optik enthält die Entwicklersubstanz des Gläschens 1 unter anderem Hydrochinon. Wir probieren, ob sie zusammen mit Lauge Silberausscheidung zu bewirken vermag. Hydrochinon ist in den fertigen Entwicklern mit anderen Stoffen vermischt, sonst würde man noch feststellen können, daß Hydrochinon eine Eisenchloridlösung einen Augenblick blau, dann aber sofort wieder grün zu färben vermag. (Unterschied gegenüber Resorzin.)

43. Das *Brenzkatechin* (Orthodioxybenzol) kann aus Resorzin erhalten werden, wenn wir dieses mit starker Natronlauge schmelzen. Wir bringen in ein Probierglas 2 cm hoch Natronlauge und dampfen sie ein. Damit die Lauge weniger spritzt, legen wir einige Glasscherben von zerbrochenen Probiergläsern hinein. Wenn die Lauge dick geworden ist, geben wir unter Benützung einer Papierrinne Resorzin hinzu,

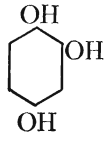


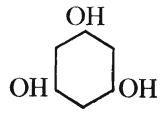
erwärmen weiter, bis die Masse leicht gelblich ist, lassen erkalten und lösen mit etwas Wasser auf. Um zu prüfen, ob wirklich Brenzkatechin entstanden ist, vermischen wir eine dünne Lösung mit einem Tropfen Eisenchlorid; es darf nur Grünfärbung entstehen. Ein anderer Teil der Lösung soll mit Bleiazetat einen weißen Niederschlag geben. Wir überzeugen uns, daß Resorzin für sich allein diesen Niederschlag nicht gibt.

44. Wenn im Benzolring drei Wasserstoffatome oxydiert werden, entstehen *Trioxybenzole*, von der gemeinsamen Formel $C_6H_3(OH)_3$. Auch hier sind drei verschiedene Verbindungen möglich:



Pyrogallol





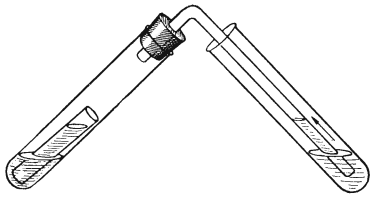
Phlorogluzin

Von diesen können wir das Pyrogallol unter Benutzung von Gerbsäure aus Röhrchen 110 herstellen. Zuerst prüfen wir die Gerbsäure; diese ist ein braungelbes Pulver. Wir lösen ein Körnchen in ziemlich viel Wasser und fügen einen Tropfen Eisenchlorid hinzu. Es entsteht eine Blaufärbung, oder bei stärkerer Lösung ein blauer Niederschlag. Auf Zusatz von Schwefelsäure verschwinden diese wieder. An diesen Erscheinungen erkennen wir die Gerbsäure.

45. Nun erhitzen wir in einem Probierglas eine Rundung voll Gerbsäure bis zum Sieden. Die Säure sublimiert und ist nun nicht mehr Gerbsäure, sondern *Pyrogallussäure* oder Pyrogallol. Wir lösen sie mit 2 cm hoch Wasser. In ein Probierglas geben wir zu einem Teil der Lösung, der noch mehr verdünnt ist, einen Tropfen Eisenchlorid; es entsteht Grünfärbung.

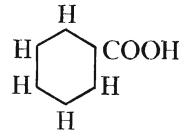
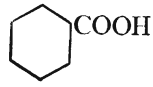
46. Zu einem anderen Teil der Pyrogallussäurelösung geben wir einen Tropfen Natronlauge. Es erfolgt Braunfärbung durch Aufnahme von Sauerstoff.

47. Um zu beweisen, daß Sauerstoff aus der Luft entnommen wird, stellen wir in wenig verdünnte Pyrogallollösung ein kleines Röhrchen mit Natronlauge. Wir verschließen mit Stopfen und Winkelrohr, das in Wasser taucht. Durch Umschwenken bringen wir Lauge und Pyrogallol zusammen. Sie entziehen der Luft den Sauerstoff, was sich in einem Steigen des Sperrwassers anzeigt.



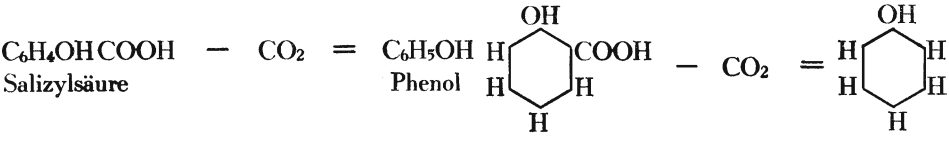
48. Wegen der leichten Verbindung mit Sauerstoff diente Pyrogallol schon in den Anfängen der Photographie als Entwickler. Wir prüfen wie in Versuch 40 mit Silbernitratlösung.

49. Wenn im Benzol ein Wasserstoffatom ersetzt ist durch die Gruppe COOH, hat der entstehende Stoff die Eigenschaften einer Säure. Die einfachste dieser Säuren ist die *Benzoesäure* von der Formel

C_6H_5COOH oder  oder 

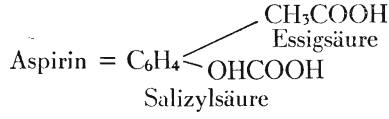
Die Salze der Benzoesäure geben mit Eisenchlorid rötlichgelbe Färbung. Wir werden sie später kennen lernen.

50. Wenn die Gruppe COOH nicht am Benzol, sondern am Phenol angeschlossen ist, entsteht eine andere Säure. Es ist die uns schon bekannte Salizylsäure. Daher ist verständlich, daß wir durch Erhitzen dieser Säure in Versuch 34 Phenol erhalten konnten. Beim Erhitzen entweicht ein Teil der Salizylsäure, das Kohlendioxyd, nach der Formel



51. Als Phenolabkömmling zeigt die Salizylsäure mit Eisenchlorid Rotviolettfärbung. Dieses kann in einfachen Fällen zu ihrem Nachweis dienen. Probe mit einigen Kristallen Salizylsäure.

52. Das bekannte Fiebermittel Aspirin ist eine Verbindung von Essigsäure und Salizylsäure.



53. Wir lösen eine halbe Aspirintablette in Wasser und geben einen Tropfen Eisenchlorid zu der Lösung. Die erwartete Violettfärbung bleibt aus, weil die Salizylsäure in der Tablette nicht frei vorhanden ist.

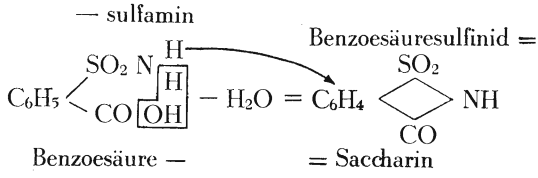
54. Um Aspirin zu zerlegen, kochen wir eine halbe Tablette während drei Minuten in einem Probierglas, das 1 cm hoch Natronlauge und 3 cm hoch Wasser enthält. Die Verbindung trennt sich jetzt in Natriumazetat und Natriumsalizylat.

55. Gießt man nun Schwefelsäure hinzu, so vertreibt, wie immer, die stärkere Schwefelsäure die schwächeren Säuren, also die Essigsäure und gleichzeitig die Salizylsäure aus ihren Salzen. Letztere ist schwer löslich und bildet einen Niederschlag, den wir abfiltrieren.

56. Im Filtrat ist freie Essigsäure. Wir geben daher Eisenchlorid hinzu und bemerken die für Essigsäure kennzeichnende Rotfärbung.

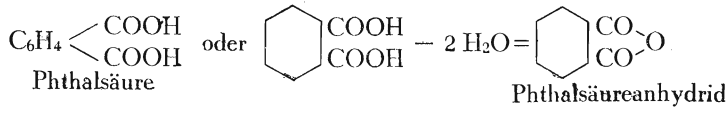
57. Wir lösen einige Kristalle der auf dem Filter gebliebenen Salizylsäure und setzen ebenfalls Eisenchlorid hinzu. Durch die auftretende Violettfärbung ist Salizylsäure nachgewiesen.

58. Wir hatten nicht erwartet, in Aspirin Salizylsäure zu finden. Ebenso unwahrscheinlich erscheint es uns, daß das als Süßstoff bekannte Saccharin ein Teererzeugnis sein soll. Dieser Stoff ist 550mal so süß wie Zucker, aber leider ohne Nährwert. Der Chemiker nennt ihn *Orthobenzoesäuresulfinid* und gibt ihm die Formel



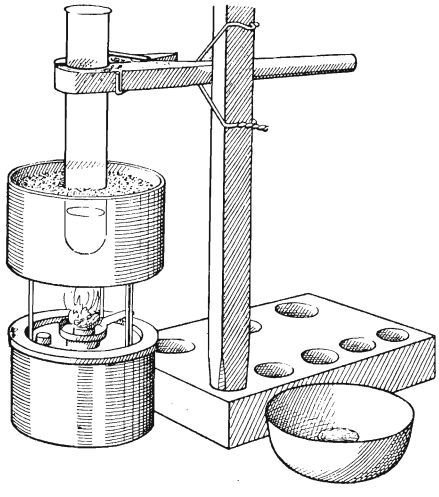
Wir versuchen die Benzoesäure in einer Saccharintablette nachzuweisen, indem wir eine Tablette im Probierglas auflösen und einen Tropfen Eisenchlorid zugeben. Wenn ein fleischfarbener Niederschlag entsteht, ist damit ein Salz der Benzoesäure nachgewiesen.

59. Benzoesäure entsteht, wenn *ein* Wasserstoffatom des Benzols durch die Gruppe COOH ersetzt wird. Wenn aber *zwei* Wasserstoffatome durch eine solche Gruppe ersetzt werden, entsteht eine neue Säure, die *Phthalsäure*. Beim Erhitzen verliert diese noch Wasser und heißt dann *Phthalsäureanhydrid*. Anhydrid = ohne Wasser.



Dieses Phthalsäureanhydrid ist in unserem Glas 68 enthalten, es bildet prächtig lange Kristalle.

60. Wir wollen das Phthalsäureanhydrid sich mit Phenol verbinden lassen. Durch scharfes Erhitzen von Salizylsäure, 1½ cm hoch in einem Probierglas, verwandeln wir diese in Phenol. Nach dem Erkalten geben wir eine gleiche Menge Phthalsäureanhydrid dazu. Die beiden Stoffe sollen zusammen auf etwa 200° erhitzt werden. Größere Hitze würde sie zersetzen. Wir erhitzen darum in einem Sandbad. Das Probierglas stellen wir in eine mit Sand gefüllte kleine Blechbüchse; sind die Massen gut zusammengeschmolzen, dann gießen wir sie in die Porzellanschale und lassen erstarren. Wir lösen etwas von der Masse in einem Probierglas mit Wasser auf. Die Lösung ist farblos. Wir setzen Natronlauge zu und beobachten, daß die Flüssigkeit sich sofort rotviolett färbt.



61. Was geschieht, wenn tropfenweise Salzsäure oder Schwefelsäure zugegeben werden, was beobachtet man bei erneutem Zufügen von Lauge?

Der neue durch Verbindung von Phenol und Phthalsäure entstandene Stoff heißt

Phenolphtalein, er findet als Anzeiger für Laugen (Rotfärbung) und Säuren (Entfärbung) an Stelle von Lackmus vielfache Verwendung.

62. An Stelle des Phenols soll sich das uns bekannte Resorzin mit der Phthalsäure verbinden, zu *Resorzinphthalein.* Wir erwärmen im Sandbad gleiche Mengen Resorzin und Phthalsäureanhydrid unter Zusatz von einigen Tropfen verdünnter Schwefelsäure, bis die Mischung im Zusammenschmelzen gelb und braunrot wird. Nach dem Erkalten geben wir im Probierglas $^1/_2$ cm hoch Natronlauge hinzu und erhalten eine rote Lösung.

Wir gießen einen Teil der roten Lösung in ein Probierglas, das zu $^2/_3$ mit Wasser gefüllt ist. Die Flüssigkeit färbt sich mit lebhaft fluoreszierendem, leuchtendem Grün. Das von uns hergestellte Resorzinphthalein heißt daher auch *Fluoreszein.* Die Färbekraft des Fluoreszeins ist außerordentlich groß. Mit dem Inhalt unseres Probierglases ließe sich der Inhalt einer Badewanne grün färben. Mit 1 kg Fluoreszein könnte man 40 000 000 Liter noch wahrnehmbar grün färben, es dient zum Nachweis unterirdischer Flußläufe.

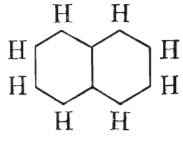
63. Zu einem Teil grüner Fluoreszeinlösung gießen wir Bromwasser aus Versuch 35/15. Es bildet sich die Bromverbindung als rötlicher Niederschlag. Auf Zugießen von etwas Salmiakgeist löst sich der Niederschlag zu einer gelbstichigen, prächtig roten Flüssigkeit. Es ist *Eosin* von der Formel $C_{20}H_6K_2Br_4O_5$. Sein leicht grünliches Fluoreszieren ist uns bekannt von der hellroten Tinte. Seidenstoffe färben sich mit Eosin besonders schön rot, die Färbung ist aber wenig lichtecht.

64. Die in den Versuchen verwendete Phthalsäure wird, wie ihr Name andeutet, aus Naphthalin hergestellt. *Naphthalin* ist im Teer in großen Mengen enthalten. Im Haushalt finden wir es in Form der sogenannten Mottenkugeln.

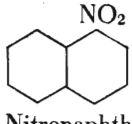
In einem Probierglas erhitzen wir zerkleinerte Naphthalinstücke bis zum Sieden und beobachten, daß der Naphthalindampf sich im kalten Teil des Probierglases niederschlägt, Naphthalin sublimiert.

65. Wir verbrennen Naphthalin auf einem Blechdeckel; es erzeugt starke Rußwolken, denn Naphthalin ist sehr kohlenstoffreich, es hat die Formel $C_{10}H_8$ und sein Aufbau entspricht der Verkettung zweier Benzolringe.

Naphthalin = $C_{10}H_8$ =

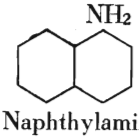


66. Wie im Benzol können auch im Naphthalin einzelne oder mehrere Wasserstoffatome durch andere Gruppen ersetzt werden. Durch Nitrieren entsteht das *Nitronaphthalin,* durch dessen Reduktion *Naphthylamin* und durch Einführung von OH Gruppen *Naphthol.*



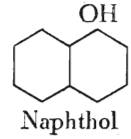
Nitronaphthalin

(vergl. Nitrobenzol)



Naphthylamin

(vergl. Anilin)



Naphthol

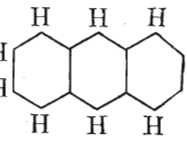
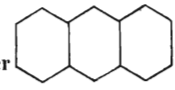
(vergl. Phenol)

Durch verschiedene Stellung der eingesetzten HO-Gruppen ist eine sehr große Zahl von Stoffen gleicher Grundformel, aber verschiedener Eigenschaften möglich. Aus Naphthalin sind darum auch zahlreiche Farbstoffe abgeleitet.

Wir begnügen uns, den einfachsten Vorgang, die Nitrierung des Naphthalins auszuführen, indem wir Naphthalin mit verdünnter Salpetersäure erhitzen, bis braunes Gas entweicht. Der gelbe Stoff ist *Nitronaphthalin.*

Durch Oxydation des Nitronaphthalins würde schließlich die uns schon bekannte Phthalsäure entstehen.

67. Der sich aus dem zuletzt siedenden Bestandteil des Steinkohlenteers ausscheidende Stoff *Anthrazen* bildet gereinigt glänzende Schuppen. Anthrazen wird durch die Verkettung dreier Benzolringe dargestellt und hat daher die Formel

Anthrazen = $C_{14}H_{10}$ oder  oder kürzer 

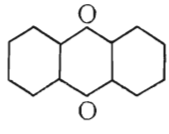
Weil Anthrazen sehr kohlenstoffreich ist, brennt ein in Anthrazen getauchtes Streichholz mit starker Rußbildung.

68. Anthrazen ist in Wasser unlöslich; Versuch mit einigen Schuppen Anthrazen aus dem Röhrchen 116. Es ist auch wenig löslich in Weingeist, aber löslich in heißem Benzol.

Wir machen die Probe mit einigen Körnchen Anthrazen, die wir in einer Rundung voll Benzol in einem Probierglas unter Erwärmen auflösen. Wenn wir das Glas umschwenken, scheiden sich die Anthrazenschuppen wieder aus und zeigen die für Anthrazen kennzeichnende veilchenblaue Fluoreszenz.

69. Wir nitrieren das Anthrazen, indem wir es, 1 cm hoch in einem Probierglas abgemessen, auf einem Papierblatt mit einem Glasstopfen fein zerreiben, dann mit ebensoviel verdünnter Salpetersäure zusammenbringen und etwas erwärmen. Das Anthrazen oxydiert unter Entwicklung von braunem Stickstoffdioxyd. Der Versuch muß daher vor dem Fenster gemacht werden unter Benutzung des Ständerhalters. Wenn der Vorgang zum Stillstand kommt und die Flüssigkeit erkaltet, bemerken wir unter einer dicken braunen Masse die feinen gelben Kristalle.

70. Die erhaltenen Kristalle sind aber kein Nitroanthrazen, sondern dieses hat sich oxydiert zu *Anthrachinon* von der Formel

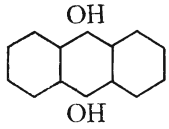
$C_{14}H_{10} + O_2 = C_{14}H_8O_2$ oder 

Anthrazen Anthrachinon

Die braune Masse ist das mitentstandene *Dianthrachinon.* Die gelben, unlöslichen Anthrachinone werden mehrmals durch Auffüllen des Probierglases mit Wasser von der anhaftenden Säure gewaschen und dann mit neuem Wasser in die Porzellanschale gespült. Das braune Dianthrachinon läßt sich kneten und wird entfernt. Die feinen Kristalle schwimmen auf der Flüssigkeit. Nach einiger Zeit setzen sie sich zu Boden, dann kann man das Wasser sorgfältig abgießen und den Rest auf einem Uhrglas verdunsten lassen.

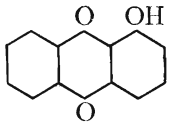
71. Wenn man Anthrachinon reduziert, indem man etwas Zinkstaub zu einigen Körnchen Anthrachinon in ein Probierglas bringt, 1 cm hoch Wasser und 1 cm Na-

tronlauge dazugibt, so daß beim Erwärmen sich Wasserstoff entwickeln kann, verwandelt sich das Anthrachinon in *Anthrahydrochinon* von der Formel

Anthrahydrochinon = $C_{14}H_8(OH)_2$ oder 

Dieses färbt nach und nach die Lauge blutrot. Statt des in unserem Baukasten fehlenden Zinkstaubes verwenden wir Eisenpulver und müssen dann etwas länger erwärmen. Die blutrote Färbung beweist, daß wir wirklich Anthrahydrochinon erhalten haben. Die Färbung soll beim Schütteln durch Oxydation mit Luft verschwinden, was eine Eigentümlichkeit des Anthrahydrochinons ist.

72. Von Anthrachinon entsteht über einige Zwischenstufen das verschiedene Farbstoffe liefernde *Alizarin* von der Formel

Alizarin = $C_{14}H_6(OH)_2O_2$ oder 

=Dioxyanthrachinon

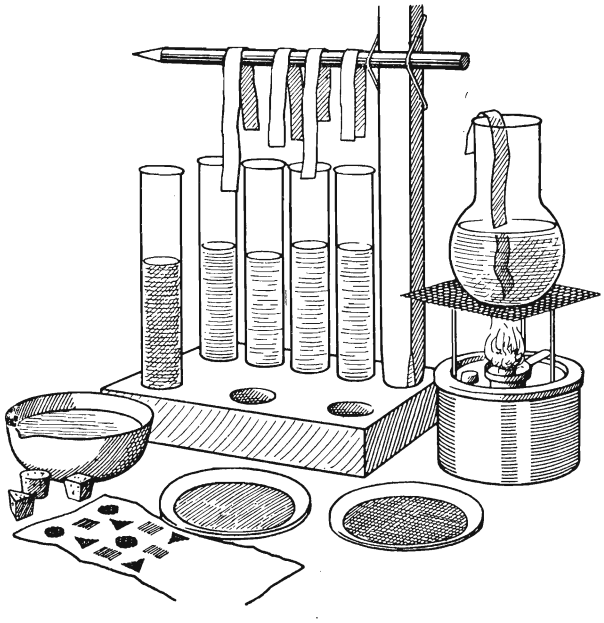
In dem Röhrchen 117 ist Alizarin als bräunliches Pulver enthalten. Wir versuchen eine Probe davon in Wasser aufzulösen. Es ist schwer löslich, besser löst es sich in Weingeist. Beim Verdunsten des Weingeistes bildet es auf dem Uhrglas goldglänzende Kristalle.

73. Alizarin wird trocken erhitzt, es sublimiert im oberen Teil des Glases mit orangeroten Kristallen. Versuch.

74. Alizarin ist in Lauge löslich. Wir bringen in ein Probierglas zu einer halben Rundung voll Alizarin 1 cm hoch Natronlauge. Es löst sich mit tief purpurroter Farbe. Beim Eingießen eines Teiles der Lösung in ein Probierglas voll Wasser wird die Farbe violett.

Zu einem anderen Teil der Alizarinlösung geben wir Schwefelsäure, das Alizarin scheidet sich wieder rotbraun aus.

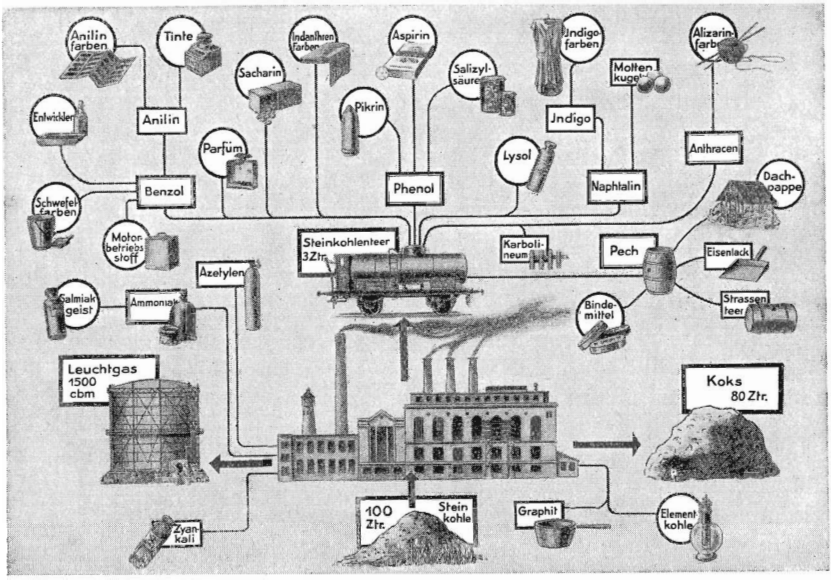
75. Wir untersuchen die Wirkung des Alizarin als Farbstoff. Dazu stellen wir Probiergläser bereit mit Kalkwasser (Glas 55), Bariumchlorid (Röhrchen 100), Aluminiumsulfat (Röhrchen 118), Eisensulfatlösung (Röhrchen 96). In jede Lösung tauchen wir einen schmalen Streifen weißen Baumwollstoff und lassen gut trocknen. Dann gießen wir in jedes Probierglas etwas von der Alizarinlösung. Es bilden sich lilafarbene, violette und hellrote Niederschläge.



76. Wenn die Stoffstreifen trocken sind, tauchen wir sie in das Wasser der Kochflasche, das durch Alizarinlösung aus Versuch 74 mäßig gefärbt ist, und erwärmen. Durch das Zusammenwirken der Metallsalze mit dem Farbstoff werden die entsprechenden Farben auf der Faser niedergeschlagen.

77. Wir können auch einen Stoff mit zwei Farben *bedrucken*, müssen aber hierfür die Metallsalzlösung mit etwas Stärkekleister verdicken, am besten indem wir sie dem Kleister zusetzen, den wir nach Versuch 20/13 bereiten und in Uhrgläsern erkalten lassen. Wir drucken mit aus Kork geschnitzten Stempeln mit Aluminiumsulfat- und Eisensulfatlösung. Nach dem Trocknen legen wir den Stoffstreifen in das Alizarinwasser. Die bedruckten Stellen färben sich verschieden.

78. Die nachstehende Abbildung gibt eine Übersicht über die Verschiedenartigkeit der aus Teer hergestellten Stoffe. Durch die Arbeit des Chemikers sind viele Stoffe, die sonst dem Pflanzenreich entnommen werden mußten, aus toten Mineralstoffen hergestellt.



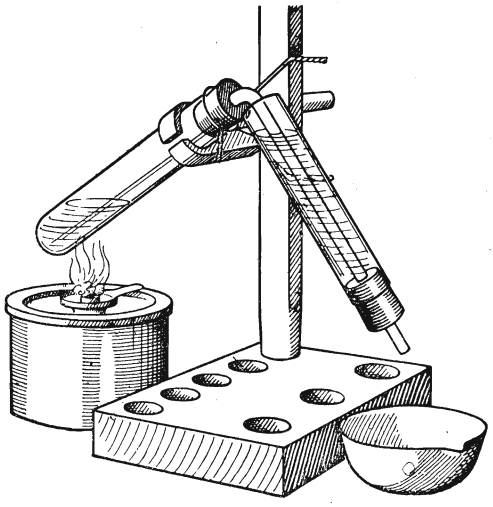
79. So entspricht das aus Teer hergestellte Alizarin genau dem früher aus der Krapppflanze gewonnenen Krapprot. Jetzt sind große Landstriche, auf denen früher Krapp gepflanzt wurde, für den Anbau von Nahrungspflanzen frei geworden. Durch die Fortschritte der Chemie werden wir in vielen Dingen unabhängiger vom Ertrag des Bodens.

37. Kunststoffe

Im Laufe der Zeit hat der Mensch immer besser gelernt, Werkstoffe, die Pflanzen- und Tierreich bieten, oder die er aus der Tiefe der Erde hervorholt, für seine Bedürfnisse zu gewinnen und zu verarbeiten. Darüber hinaus hat die chemische Forschung außer den vielen neuen Farben auch neue Werkstoffe geschaffen, die es vorher in der Natur nicht gegeben hat. Man nennt sie daher Kunststoffe.

Als Ausgangsmaterial für die Herstellung der Kunststoffe dienen zum größten Teil Erzeugnisse der Teerdestillation, namentlich Phenol, Anilin, Kresol, Naphthalin, ferner Kasein, Glyzerin und andere. Fast alle werden behandelt mit *Formaldehyd*. Diesen Stoff wollen wir zuerst studieren.

1. Der Name Aldehyd deutet an, daß der Stoff aus Alkohol durch Austritt von Wasserstoff entsteht. Wir wissen aus Versuch 22/14, daß durch Oxydation mit Kaliumpermanganat aus gewöhnlichem Alkohol (Äthylalkohol) C_2H_5OH die Essigsäure $C_2H_4O_2$ entsteht, aus der sich dann als Salze die Azetate bilden.



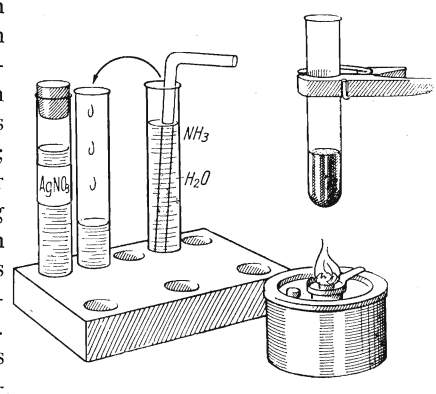
Durch weniger stark angreifende Oxydation, unter Benutzung von Kaliumbichromat, entsteht *Azetaldehyd*, nach der Formel

$$\underset{\text{Alkohol}}{C_2H_5OH} + O - H_2O = \underset{\text{Azetaldehyd}}{C_2H_4O}$$

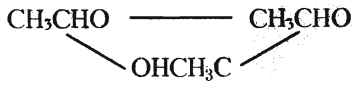
Wir geben in ein Probierglas zu einer Rundung voll Kaliumbichromat 2 cm hoch Spiritus und 1 cm hoch unserer verdünnten Schwefelsäure; dann wird leicht erwärmt. Unter Gasentwicklung wird die rote Lösung grün, ein Zeichen, daß das Bichromat Sauerstoff abgegeben hat. Wir bemerken den scharf stechenden Aldehydgeruch.

2. Um den Azetaldehyd von Alkohol und Säure zu trennen, destillieren wir ihn nach Anweisung der Abbildung. Man muß darauf achten, daß nur der Dampf und nicht etwa die aufkochende Mischung nach dem Winkelrohr gelangt. Aldehyd siedet schon bei 20° und destilliert darum vor dem Wasser und selbst vor dem hier noch enthaltenen Alkohol.

3. Im Destillat ist der Aldehydgeruch viel stärker als vorhin. Um zu beweisen, daß wir wirklich Aldehyd erhalten haben, machen wir die Silberspiegelprobe. Wir bereiten verdünntes Ammoniakwasser, in einem Probierglas 5 cm hoch Wasser und $^1/_2$ cm hoch Salmiakgeist, und stellen die Glasröhre als Stechheber hinein. In einem zweiten Probierglas lösen wir ein Körnchen Silbernitrat aus Versuch 7/16 in 2 cm hoch Wasser, oder mehrere Tropfen Silbernitratlösung aus Glas 59. Dann lassen wir aus dem Stechheber verdünnten Salmiakgeist in das Silbernitrat tropfen. Zuerst wird dieses trübe; wenn wir aber vorsichtig tropfenweise weiter Salmiakwasser zugeben, wird die Lösung plötzlich klar. Zu dieser ammoniakalischen Silberlösung fügen wir drei Tropfen unseres Destillates aus Versuch 2 hinzu. Wir erwärmen hoch über der Flamme, ohne zu schütteln. Bald wird die Mischung schwarz, und das Glas überzieht sich mit einem glänzenden Silberspiegel. Die Silberausscheidung kennzeichnet die Aldehyde. In dieser Weise werden übrigens auch die Christbaumkugeln und die Wandspiegel verspiegelt.



4. Wenn Azetaldehyd bei tiefer Temperatur mit Schwefelsäure zusammenkommt, so polymerisiert er sich zu *Metaldehyd*. Dabei verbinden sich mehrere Moleküle unter sich zu größeren Molekülzusammenballungen, z. B.



So entsteht durch Polymerisation aus flüssigem Azetaldehyd der feste Stoff Metaldehyd. Dieser ist bekannt unter dem Namen *Meta* als fester Brennstoff für Reisekocher. Metaldehyd läßt sich wieder in Azetaldehyd zurückverwandeln.

Wir zerdrücken eine halbe Metatablette und bringen sie in ein Probierglas, in das wir 3 cm hoch Wasser und 1 cm hoch unserer verdünnten Schwefelsäure geben. Das Probierglas ist mit Stopfen und Winkelrohr versehen, das in ein gekühltes Probierglas führt. Wir erwärmen, bis die Flüssigkeit mäßig siedet. Der entstehende Wasserdampf wird dann im oberen Teil des Probierglases kondensieren. Er soll nicht bis ins Winkelrohr hinüberkondensieren. Im gekühlten Glas sammelt sich gleichwohl eine Flüssigkeit; sie besteht aus dem schon bei 21° siedenden Azetaldehyd. Mit einem Tropfen des so gewonnenen Azetaldehyds machen wir die Silberspiegelprobe und überzeugen uns so, daß wir wieder einen Aldehyd gewonnen haben.

5. Wir wollen den selbst hergestellten Azetaldehyd aus Versuch 2 oder 4 mit starker Natronlauge behandeln. In ein Probierglas geben wir 2 cm hoch Lauge zu einer Rundung voll Azetaldehyd. Die Flüssigkeit wird gelb; beim Erwärmen bilden sich Flocken und diese fließen zu einer harzartigen Masse zusammen. Wir füllen mit Wasser auf und gießen den Inhalt des Probierglases in die Porzellanschale. Die braune Masse ist knetbar und klebrig. Wir haben so unser erstes *Kunstharz* hergestellt; es ist ein *Aldehydharz.*

6. Wenn man statt gewöhnlichen Alkohol C_2H_5HO den *Methylalkohol* CH_3OH, wie wir ihn bei der Trockendestillation des Holzes erhalten haben, in gleicher Weise wie in Versuch 1 mit Kaliumbichromat und Schwefelsäure oxydieren würde, erhielte man an Stelle des Azetaldehyds den einfacheren *Formaldehyd* CHOH.

Formaldehyd ist eigentlich ein gasförmiger Körper von stechendem Geruch. Das Gas löst sich leicht in Wasser und bildet dann eine 40%ige Lösung, die unter dem Namen *Formalin* oder Formol bekannt ist. Wir finden es für unsere Versuche im Glas 72.

7. Formalin ist vielleicht in Form von Tabletten des polymerisierten *Paraformaldehyds,* das als Desinfektionsmittel verwendet wird, im Haushalt vorhanden. Durch Auflösen einer zerkleinerten Formalintablette erhält man eine Lösung von einfachem Formaldehyd.

Wir prüfen, ob ein Tropfen Formalinlösung aus ammoniakalischer Silberlösung Silber auszuscheiden vermag; dies wird der Fall sein.

Zur Vernichtung von Krankheitskeimen verdampft man im Zimmer Formalinlösung oder man erhitzt mit besonders lang und gleichmäßig brennender Lampe Paraformaldehydtabletten. Das entweichende Formaldehydgas dringt in alle Ritzen und vernichtet Bakterien und Kleintiere. Wir erwärmen ein Stück einer Formalintablette auf einem Blechdeckel, wollen aber wie in den folgenden Versuchen dieses Gas nicht zu lange einatmen.

8. Wir bereiten in einem Probierglas eine verdünnte Eiweißlösung wie in Versuch 25/6 und lassen einen Tropfen Formaldehydlösung hineinfallen. Das Eiweiß gerinnt sofort. Damit erklärt sich auch die Desinfektionswirkung. Es ist bekannt, daß die Fußsohlen durch Bestreichen mit Formalin für Marschleistungen widerstandsfähiger werden, indem die Haut an ihrer äußersten Schicht verhornt.

9. Diese Verhornung von Eiweiß durch Formaldehyd gab Anlaß zur Erfindung eines wichtigen Kunststoffes, des *Galalith* = Milchstein, der aus dem mit *Lab* zum

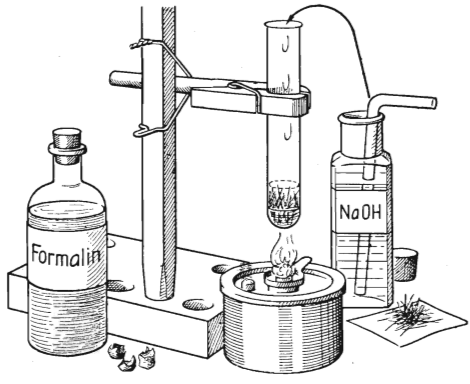
Gerinnen gebrachten Milcheiweiß oder Kasein hergestellt wird. Wir trocknen Quark, also Käsestoff, und zerreiben die Masse zu feinem Pulver. Es läßt sich auch das käufliche Lab-Kasein verwenden. Aus etwa 1 cm^3 des so gewonnenen Pulvers bereiten wir in der Porzellanschale unter Zusatz von wenig Wasser einen dicken Brei. Dieser wird dann auf dem mit einer Blechbüchse eingerichteten Wasserbad fast bis zum Sieden erwärmt. Wenn dadurch das Kasein knetbar geworden ist, walzen wir Teile davon unter Benützung des weiten Glasrohres auf einer Glasplatte zu dünnen Scheibchen aus. Die Kaseinblätter müssen durch Einlegen in zehnfach verdünnte Formalinlösung gehärtet werden, was mindestens eine Woche dauert. In den Fabriken werden dickere Platten und Stäbe oft zwanzig Wochen gehärtet.

Wir können auch eine dünne Schnitte Magerkäse mithärten lassen.

Aus Galalith werden durch nachträgliche Bearbeitung des gehärteten Materials namentlich Kleiderknöpfe und Schirmgriffe hergestellt. Die aus Eiweiß hergestellten Kunststoffe nennt man *Proteinoplaste.*

10. Nun lassen wir einen großen Tropfen Anilin in 2 cm hoch Formaldehydlösung fallen, dann erwärmen wir. Bald verwandelt er sich in harzige Flocken, die sich am Boden niedersetzen. Nach Abgießen der Flüssigkeit bemerken wir, daß sich die Masse kneten läßt; sie ist auch ein Kunstharz. Nach seiner Entstehung aus Anilin (Phenylamin) heißt dieser Kunststoff *Aminoplast.*

11. Die wichtigsten Harzausfällungen entstehen durch Kondensieren von Phenol mit Formaldehyd, wenn als Anreger des Vorganges eine Säure oder eine Lauge beigefügt wird. Außer dem eigentlichen Phenol C_6H_5OH können auch die mehrwertigen Phenole wie Brenzkatechin und Resorzin Verwendung finden.



Wir benützen das in unserem Kasten vorhandene Resorzin (Glas 69) und geben davon 1 cm hoch in ein Probierglas, dazu die gleiche Menge Wasser. Wir schütteln, bis sich das Resorzin aufgelöst hat. In die Mischung wird 2 cm hoch Formalinlösung gegossen. Die Mischung wird in dem am Ständer befestigten Glas erwärmt. Nachdem sie zu einer öligen Flüssigkeit geschmolzen ist, geben wir drei Tropfen Natronlauge hinzu. Sofort beginnt ohne weitere Erwärmung, unter Ausstoßung von Gas und Dampf, eine Umwandlung, und nach kurzer Zeit erstarrt der Inhalt zu einer harten Masse. Diese bildet nach einigen Stunden schön dunkelrote Brocken von Kunstharz.

12. Natürliche Harze lösen sich z. B. in Alkohol und schmelzen beim Erwärmen. Wir versuchen ein Stück unseres Kunstharzes in Spiritus 2 cm hoch in einem Probierglas aufzulösen. Ein anderes Stück erhitzen wir in einem trockenen Probierglas, um es zu schmelzen. Ein drittes Stück halten wir mit der Metallzange in die Flamme, um es zu verbrennen. Wir machen die Erfahrung, daß unser Kunstharz unlöslich, unschmelzbar und unverbrennbar ist; es verkohlt in der Flamme, ohne zu verbrennen.

13. Ein anderes Kunstharz erhält man, wenn man in einem Probierglas 1 cm hoch Resorzin in einer Rundung voll Wasser auflöst, dann ½ cm Formalinlösung und vier Tropfen Salmiakgeist dazu gibt. Die Flüssigkeit wird rasch gelbrot und erstarrt zu einem pulvrigen Harz.

14. Wieder anders sieht das Kunstharz aus das wir erhalten, wenn wir in einem Probierglas 1 cm hoch Resorzin und eine Rundung voll Formalin zusammenmischen und dann mit dem Stechheber, diesmal als saures Kondensationsmittel, vier Tropfen Salzsäure zugeben. Ohne Erwärmen erfolgt die plötzliche Kondensation eines rotvioletten Harzes; es ist ebenfalls unlöslich.

15. Einige Kondensationsharze waren schon von verschiedenen Chemikern seit 1872 beobachtet worden, aber man konnte mit Stoffen, die sich gegen jede Weiterbehandlung durch Auflösen, Schmelzen, Kristallisieren sträubten, nichts anfangen, bis etwa ums Jahr 1908 der Amerikaner L. A. Baekeland die Bildung des Harzes so zu leiten verstand, daß es nacheinander drei Zustände annimmt:

Zustand A (Resol) gelblich, zähflüssig oder spröde, löslich in Alkohol, vorsichtig erhitzt schmelzbar.

Zustand B (Resitol) fest, spröde, unlöslich, unschmelzbar, aber durch mäßige Hitze plastisch erweichend.

Zustand C (Resit) durch weitere Hitze und Druck hart und unlöslich.

Durch das Verfahren von Baekeland kann man das Phenolkunstharz im Zustand B in Formen gießen und während des Pressens die Hitze steigern, so daß der Preßkörper in den unveränderlichen Zustand C übergeht. Nach diesem Verfahren hergestellte Stoffe nannte man *Bakelite,* heute nennt man sie allgemeiner *Phenoplaste.*

Die Phenoplaste und andere Kunstharze werden zur Verbilligung und zur Änderung der Eigenschaften bis zu 60% mit Füllstoffen vermischt, z. B. Holzmehl, Asbestfasern, Baumwollabfallfasern, Papierschnitzel. Diese verbessern die Festigkeit der Massen.

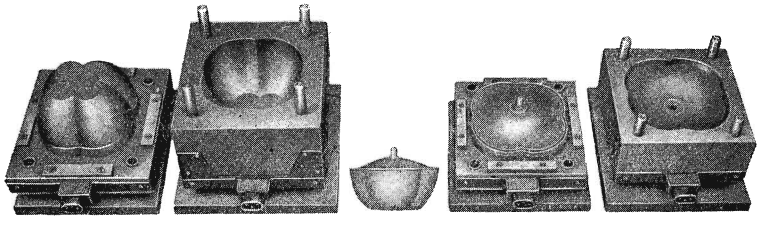
16. Die im Versuch 36/62 mit dem Resorzin zusammengebrachte Phthalsäure vermag durch Vereinigung mit Glyzerin ohne Mitwirkung von Formaldehyd einen Kunststoff zu bilden. Glyzerin wird im Haushalt vorhanden sein.

Wir geben in ein Probierglas zu einer Rundung voll Glyzerin 2 cm hoch Phthalsäurekristalle aus Glas 68 und erwärmen, bis die Masse dickflüssig und etwas bräunlich geworden ist. Dann gießen wir sie zu kaltem Wasser in die Porzellanschale. Das Harz erstarrt zu dunklen Harzkügelchen. Wenn man weniger lang erhitzt, erhält man ein mehr hellgelbes, flüssiges Harz.

Die aus Glyzerin erzeugten Kunstharze heißen *Glyptale.*

17. Man kann auch flüssige und auflösbare Phenoplaste und Aminoplaste erzeugen. Wenn man diese benützt, um zahlreiche Papierschichten unter Druck zusammenzukleben, erhält man die als Isolierplatten geschätzten Hartpapiere, *Trolyte.*

Der Vorteil der Herstellung von Kunstharzkörpern durch Pressen liegt darin, daß in einem Arbeitsgang Werkstücke gepreßt werden können, z. B. Gehäuse für Rundfunkgeräte, die sonst viel Teilarbeit erfordern würden. Weil die Preßformen sehr teuer sind, eignen sich zur Herstellung aus Preßstoffen nur Teile, die in sehr großer Zahl gefertigt werden können.



18. Wir suchen nun etwa an Preßstoff-Bruchstücken die Art des Stoffes festzustellen, wenigstens soweit sie sich durch einfache Riechprobe erkennen läßt, wenn man einige abgeschabte Späne in die Flamme hält, oder indem man die Späne mit Natronlauge kocht. Dabei werden wir noch einigen schon länger bekannten Kunststoffen begegnen, z. B. *Hartgummi, Zelluloid und Zellon.*

Ältere, schwarze Isolierteile sind meist aus Hartgummi; dann riecht der Stoff, in die Flamme gehalten, nach verbranntem Gummi. In heißem Wasser wird Hartgummi weich.

19. Wenn die Teile aus Galalith sind, riechen sie in der Flamme nach verbrannten Haaren (Eiweiß). Beim Kochen mit verdünnten Säuren bemerkt man einen Geruch nach Käse, während dies bei Naturhorn nicht der Fall ist. Probe mit Fingernagel!

20. Größere Isolierteile sind häufig aus Phenoplasten (Bakelit). Eine zerkleinerte Probe riecht beim Kochen deutlich nach Phenol und daneben ein wenig nach Formaldehyd.

Wir machen einen Vorversuch mit dem selbsthergestellten Phenolharz aus Versuch 10. Wenn bei der Prüfung eines Kunststoffgegenstandes zugleich ein Geruch nach verbranntem Papier auftritt, deutet dies auf den Füllstoff Holzmehl.

21. Wenn beim Kochen mit Natronlauge der Stoff sich fast ganz löst und stechend nach Ammoniak riecht, so ist er ein *Aminoplast*, Harnstoffharz.

22. Durchsichtige Kunststoffe sind vielleicht aus Zelluloid oder Zellhorn. Dieser schon seit langem hergestellte Kunststoff enthält neben Kampher Zellulosenitrat und brennt wegen seines Gehaltes an Salpetersäure mit sehr lebhafter Flamme.

Wir halten mit der Metallzange ein Stückchen Zelluloid in die Flamme, das wir von einem zerbrochenen Tischtennisball oder einem Kinderpüppchen oder von einem älteren Film abschneiden. Beim trockenen Erhitzen im Probierglas zersetzt sich Zelluloid und riecht nach Kampher.

23. Die ebenfalls durchsichtigen Massen von *Zellon* oder Folien aus Zellophan riechen beim Kochen mit Natronlauge oder beim trockenen Erhitzen im Probierglas nach Essig. Wir prüfen dies an einer Verpackungsfolie.

24. Außer den meist dunkelfarbigen Phenolharzen können die Kunstharze verschiedenfarbig und sogar helldurchsichtig sein. Die durchsichtigen Harze sind aber wahrscheinlich nicht vom Teer abgeleitet, sondern Polymerisationen von *Vinylchlorid* von der Formel

$$\underset{\text{Azetylen}}{HCCH} + \underset{\text{Salzsäure}}{HCl} = \underset{\text{Vinylchlorid}}{H_2CCHCl}$$

oder von *Akrylsäure* von der Formel $CH_2CH \cdot COOCH_3$.

Diese beiden Stoffe sind, wie wir aus der Formel sehen, Verbindungen des bekannten Gases Azetylen C_2H_2.

Mischpolymerisationen der Vinylharze liegen vor in Kunststoffen wie dem *Mipolam*. Man erkennt diese daran, daß sie im Probierglas, trocken erhitzt, nach Salzsäuregas riechen.

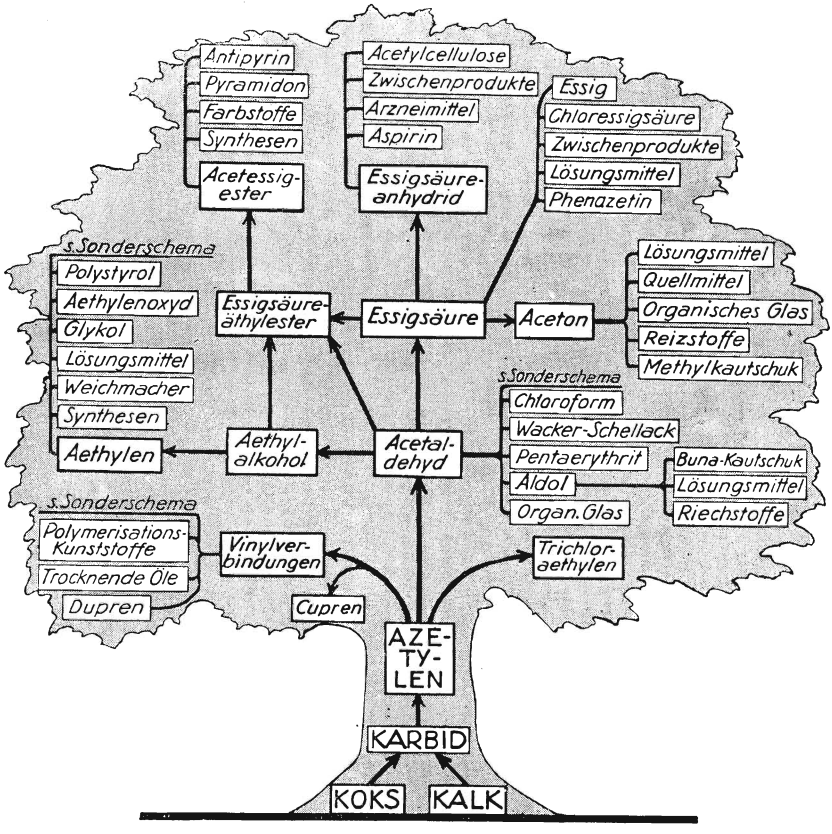
25. Eine Akrylsäureverbindung ist das besonders schöne, durchsichtige, unzerbrechliche, geruchlose, nicht feuergefährliche, gegen Säuren und Laugen sowie Benzin und Öl unempfindliche *Plexiglas*, aus dem zahlreiche Geräte gefertigt werden. Es riecht beim Erhitzen in der Flamme nach verbrannter Butter.

Da die beiden letzten Kunstharze aus Azetylengas aufgebaut sind, das aus Wasser und Kalziumkarbid entsteht, und das wiederum zu seiner Erzeugung nur elektrische Kraft, Kalk und Kohle verlangt, sind diese Werkstoffe zurückgeführt auf Schätze der Erde.

Der zur Polymerisation erforderliche Aldehyd wird heute aus dem Generatorgas (Wassergas) gewonnen, also ebenfalls aus Kohle und Wasser.

Nach jahrelanger Arbeit ist es gelungen, den in gewaltigen Mengen gebrauchten *Kautschuk* als Kunststoff aufzubauen. Durch Polymerisation von *Butadien* von der Formel $CH_2 \cdot CH_2 \cdot CH_2$, wobei das Butadien aus Azetylen hergestellt wird, kann der jetzt im größten Ausmaß erzeugte künstliche Kautschuk *Buna* ebenfalls auf die Rohstoffe Kohle, Kalk und Wasser zurückgeführt werden.

Wenn noch erwähnt wird, daß der für Industriezwecke in großen Mengen zu erzeugende Aethylalkohol neuestens auch aus Kalziumkarbid gewonnen werden kann, so daß ungeheuere Landflächen, die bisher der Spirituserzeugung dienstbar waren, nun für den Anbau von Nährpflanzen frei werden, so ergibt sich daraus die große Bedeutung der chemischen Wissenschaft im Kampf der Völker um die Rohstoffe der Erde.



Azetylen-Stammbaum

Nur die wichtigsten Erzeugnisse sind hier berücksichtigt.
Entnommen unserem Verlagswerk: Rober Wizinger, Kohle, Luft und Wasser.

38. Zur Wiederholung

Zur Sicherung der erworbenen chemischen Kenntnisse und zur Erleichterung der Weiterarbeit ist eine immer wiederkehrende Rückschau und Zusammenfassung ganz besonders notwendig. Darum sind im Nachstehenden zu jedem Abschnitt des Lehrbuches zusammenfassende Skizzen geboten, und anschließend daran sind die dort herausgehobenen Lehrsätze wiederholt. Man versuche, angeregt durch die Abbildung, sich den Hergang des Versuches zurückzurufen und in einfachen, klaren Sätzen wiederzugeben, wobei die Lehrsätze an passender Stelle mit einbezogen werden.

Für die unterrichtliche Benutzung des Lehrgangs können diese Zeichnungen auch als Vorschläge für die Gestaltung der Skizzen an der Wandtafel betrachtet werden und für die Zeichnungen im Schülerheft, das dann auch die Lehrsätze aufnehmen soll. Die gleichen Zeichnungen und Lehrsätze sind in den für die Hand des Schülers bestimmten *Wiederholungsblättern Chemie* enthalten.

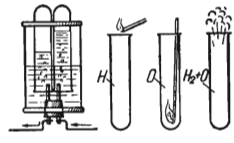
1. Das Wasser

A Wasser ist eine Verbindung von zwei Raumteilen Wasserstoff und einem Raumteil Sauerstoff. Wasser = H_2O.

B Wasserstoff, H, ist ein Element, er ist farblos, leicht und brennt.

C Sauerstoff, O, ist ein Element, er ist farblos, brennt nicht, macht andere Körper brennen.

D Knallgas, H_2 + O, ist eine Mischung von zwei Teilen Wasserstoff und einem Teil Sauerstoff.



E Verbindungen haben oft ganz andere Eigenschaften als ihre Bestandteile.

2. Verbindung und Zerlegung

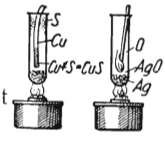
A Kupfer, Cu, ist ein Element, es ist rotbraun, glänzend, biegsam.

B Schwefel, S, ist ein Element, er ist gelb, geruchlos und brennt mit kleiner blauer Flamme.

C Kupfersulfid, CuS, ist blauschwarz, spröde und matt.

D Eisen, Fe, ist ein Element, es ist grauweiß und wird vom Magnet angezogen.

E Eisensulfid, FeS, ist graublau, spröde und wird vom Magnet nicht angezogen.



F Silber, Ag, ist ein Element, es ist ein weißglänzendes Metall.

G Silberoxyd, AgO, ist ein schwarzes Pulver, es zerfällt beim Erhitzen in Silber und Sauerstoff.

3. Das Verbrennen

A Magnesium, Mg, ist ein Element, es ist grauglänzend, sehr leicht und brennt mit blendend weißer Flamme.

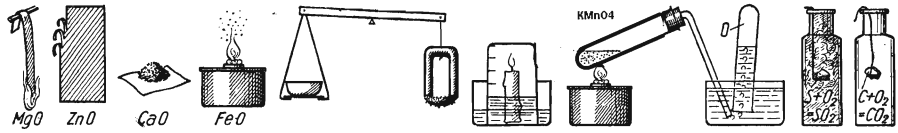
B Magnesiumoxyd, MgO, ist weiß, spröde und matt.

C Zink ist ein Element, Zn, es ist grau, biegsam, unelastisch.

D Zinkoxyd, ZnO, ist weiß, pulvrig, in der Hitze gelb.

E Kalzium, Ca, ist ein Element, es ist grau, hart und brennt mit roter Flamme.

F Kalziumoxyd, CaO, ist weiß, pulvrig und löst sich etwas im Wasser.



G Eisenoxyd, FeO, ist blauschwarz und spröde.

H Eine Verbrennung ist immer die Verbindung eines Körpers mit Sauerstoff.

I Stickstoff ist ein Element, N, er ist farblos und löscht die Flamme.

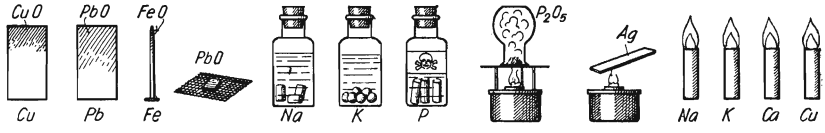
K Die Luft ist eine Mischung von 1/5 (21%) Sauerstoff und 4/5 (78%) Stickstoff.

L Kaliumpermanganat, $KMnO_4$, bildet blauviolette, grünschimmernde Kristalle, die sich im Wasser rotviolett auflösen.

M Kaliummanganat, $KMnO_2$, ist schwarz und löst sich im Wasser mit grüner Farbe auf.

N Schwefeldioxyd, SO_2, ist ein graues, stechend riechendes Gas, das Pflanzenfarbstoffe bleicht.

O Kohlenstoff, C, ist ein Element, er ist schwarz und brennt mit Glut.



P Kohlendioxyd, CO_2, ist ein unsichtbares, geruchloses, schweres Gas.

Q Kupferoxyd ist braunschwarz, spröde und matt.

R Blei ist ein Element, Pb, es ist schwer, weich und gibt auf Papier einen dunklen Strich.

S Bleioxyd, PbO, ist gelb, pulverig und heißt auch Bleiglätte.

T Natrium, Na, ist ein Element, ein weiches Metall, das die Flamme gelb färbt.

U Kalium, K, ist ein Element, es ist ein weiches Metall, das die Flamme violett färbt.

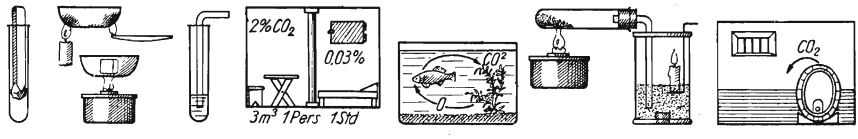
V Natrium färbt die Flamme gelb, Kalium färbt sie violett, Kalzium rot und Kupfer grün.

W Phosphorpentoxyd, P_2O_5, ist weiß, pulverig, nicht giftig, löst sich in Wasser.

X Das Rosten wird verhindert durch: 1. Einfetten. 2. Oxydieren. 3. Ölfarbenanstrich. 4. Teerlack. 5. Harzlack. 6. Emaillieren. 7. Verzinnen. 8. Verzinken. 9. Vernickeln und Verchromen. 10. Verkupfern. 11. Verwendung rostfreier Legierung.

Y Eine Verbindung eines Stoffes mit Sauerstoff heißt Oxydation. Die entstehende Verbindung heißt Oxyd.

Z Eine Verbrennung ist eine lebhafte Oxydation, meist begleitet von Wärme und Lichterscheinung.



4. Kohlendioxyd und Kohlensäure

A In der Kerzenflamme verbrennt Kohlenstoff zu Kohlendioxyd.

B Rauch besteht in der Hauptsache aus heißer Luft und Kohlendioxyd, etwas Wasserdampf und Kohlenstaub.

C Zucker ist eine Verbindung von Kohlenstoff und Wasser.

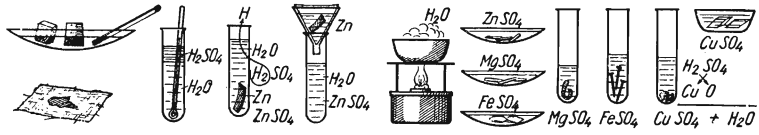
D Im menschlichen und tierischen Körper wird der mit der Nahrung aufgenommene Kohlenstoff von dem eingeatmeten Sauerstoff oxydiert zu giftigem Kohlendioxyd, das wir ausatmen.

E Kohlendioxyd, CO_2, ist ein farbloses, schweres Gas, das die Flamme löscht und Kalkwasser trübt.

F Säuren sind Stoffe, die sauer schmecken und blaues Lackmuspapier rot färben.

G Kohlensäure, H_2CO_3, ist eine schwache Säure, sie zerfällt beim Schütteln in CO_2 und Wasser.

H Schwefligesäure, H_2SO_3, ist eine schwache Säure, sie zerfällt beim Erhitzen und entfärbt Kaliumpermanganatlösung.



5. Die Schwefelsäure

A Schwefelsäure, H_2SO_4, ist eine sehr starke Säure, sie zerstört organische Stoffe, wobei diese schwarz werden.

B Wasserstoff, H, ist ein Element. Es ist ein leichtes, unsichtbares Gas, das mit sehr heißer, farbloser Flamme brennt. 1 Liter Wasserstoffgas wiegt 0,09 g.

C Das Zink verdrängt den Wasserstoff aus der Schwefelsäure und verbindet sich mit dem Rest der Schwefelsäure SO_4 zu einem neuen Stoff, $ZnSO_4$.

D Durch Filtrieren wird das Unlösliche vom Löslichen getrennt.

E Zinksulfat, $ZnSO_4$, ist ein farbloses Salz und bildet stäbchenförmige Kristalle.

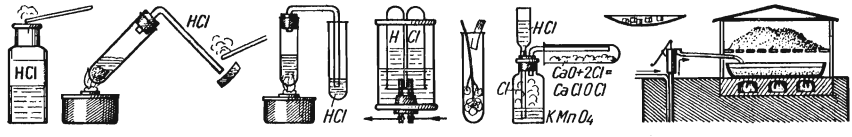
F Das Magnesium verdrängt den Wasserstoff der Schwefelsäure und verbindet sich mit dem Rest der Schwefelsäure SO_4 zu einem neuen Stoff $MgSO_4$, Magnesiumsulfat.

G Magnesiumsulfat ist ein farbloses, bitter schmeckendes Salz mit nadelförmigen Kristallen.

H Eisensulfat, $FeSO_4$, ist ein blaßgrünes Salz mit flachen Kristallen.

I Ein Salz ist immer die Verbindung eines Metalles mit einem Säurerest.

K Kupfersulfat, $CuSO_4$, ist ein blaues, giftiges Salz mit windschiefen Kristallformen.



6. Die Salzsäure

A Salzsäure ist die gesättigte Lösung von Salzsäuregas in Wasser.

B Chlor, Cl, ist ein grünes, stechend riechendes, giftiges, schweres Gas, das Farbstoffe bleicht.

C Chlorwasserstoffgas, HCl, ist ein zusammengesetztes Gas, es ist farblos, färbt Lackmus rot und bildet mit Salmiakgeist weiße Nebel.

D Chlorwasser ist die gesättigte Lösung von grünem Chlorgas in Wasser.

E Kochsalz, NaCl, bildet farblose, würfelförmige Kristalle.

F Der stärkere Säurerest verdrängt den schwächeren Säurerest aus seinem Salz und verbindet sich mit dem Metall zu einem neuen Salz.

7. Salpetersäure

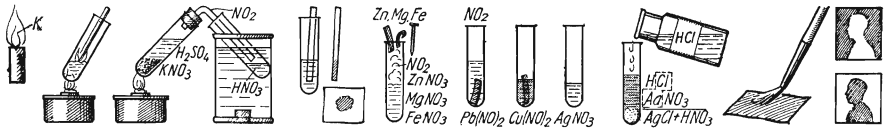
A Salpetersalz KNO_3, ist ein farbloses Salz mit stäbchenförmigen Kristallen, es färbt die Flamme violett.

B Der stärkere Schwefelsäurerest SO_4, vertreibt den schwächeren Salpetersäurerest NO_3 aus dem Salpetersalz und bildet mit dem Kalium des Salpeters ein neues Salz, Kaliumsulfat.

C Stickstoffdioxyd, NO_2, ist ein braunes, schweres, giftiges Gas.

D Salpetersäure, HNO_3, ist farblos und zerstört organische Stoffe unter Gelbfärbung.

E Durch Auflösung von braunem Stickstoffdioxyd wird Salpetersäure braun und heißt dann „rauchende Salpetersäure".

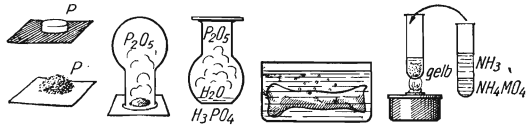


F Bleinitrat, $PbNO_3$, bildet schwerlösliche, farbig schimmernde Kristalle.

G Silbernitrat, $AgNO_3$, ist ein farbloses Salz und bildet flache Kristalle.

H Silbernitrat färbt sich auf organischer Unterlage am Lichte schwarz.

I Silberchlorid, AgCl, ist weiß, unlöslich und färbt sich am Lichte violett.

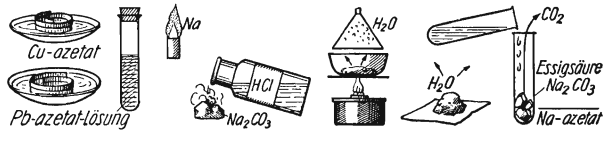


8. Phosphorsäure

A Phosphor, P, ist ein Element, gelbweiß, sehr giftig und leuchtet im Dunkeln. Roter Phosphor leuchtet nicht und ist nicht giftig.

B Phosphorpentoxyd, P_2O_5, ist weiß, feinpulverig und nicht giftig.

C Phosphorsäure, H_3PO_4, ist eine schwache Säure, sie gibt mit Ammoniummolybdatlösung einen gelben Niederschlag.



9. Die Salze der schwachen Säuren

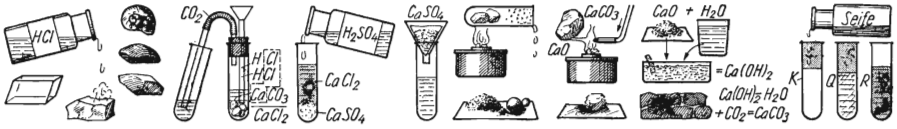
A Kupferazetat ist eine Verbindung von Kupfer mit dem Essigsäurerest, es ist ein grünes, giftiges Salz.

B Bleiazetat ist ein weißes Salz, das sich in Wasser milchigweiß auflöst.

C Soda, Na_2CO_3, ist Natriumkarbonat, sie bildet große Kristalle, verliert an der Luft Kristallwasser.

D „Natron" ist Natriumbikarbonat, $Na(HCO_3)_2$, es gibt mit Säuren beim Erhitzen CO_2 ab.

E Natriumazetat ist ein farbloses Salz, riecht auf Zusatz von Schwefelsäure nach Essig.



10. Der Kalk

A Kalkspat, Marmor, Kalkstein sind Kalziumkarbonate, $CaCO_3$, sie brausen mit Salzsäure auf und färben die Flamme rot.

B Der stärkere Salzsäurerest vertreibt den schwächeren Kohlensäurerest aus dem Kalziumkarbonat und verbindet sich mit dem Kalzium zu Kalziumchlorid.

C Der stärkere Schwefelsäurerest SO_4, vertreibt den schwächeren Salzsäurerest Cl aus dem Kalziumchlorid und verbindet sich mit dem Kalzium zu Kalziumsulfat $CaSO_4$.

D Gips, $CaSO_4$, ist weiß, pulverig, im Wasser schwer löslich.

E Gipsstein verliert beim Erhitzen sein Kristallwasser. Durch Wiederaufnahme des Kristallwassers wird der Gips wieder hart.

F Gebrannter Kalk, CaO, ist weiß und pulverig.

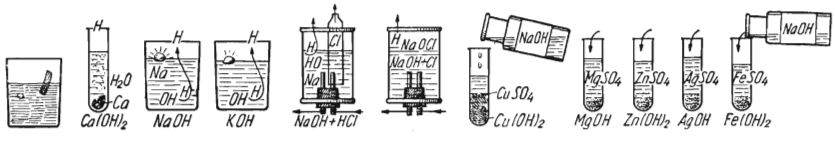
G Kalziumhydroxyd, $Ca(OH)_2$, ist eine Lauge, es färbt daher roten Lackmus blau.

12. Laugen

A Laugen sind Stoffe, die Lackmus blau färben und sich seifig anfühlen. Sie enthalten immer die Hydroxydgruppe OH.

B Natronlauge, NaOH, wird erzeugt durch Elektrolyse von Kochsalz, unter Abtrennung des entstehenden Chlors.

C Bleichlauge, NaClO, entsteht bei Elektrolyse von Kochsalzlösung, als Verbindung der Zerlegungsprodukte Natronlauge und Chlor.



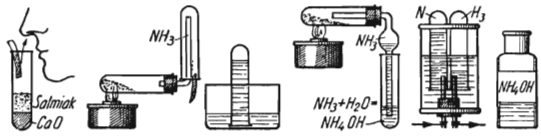
D Kupferhydroxyd, $Cu(OH)_2$, bildet dunkelblaue Flocken, es löst sich in überschüssiger Lauge, beim Erhitzen zerfällt es zu braunem Kupferoxyd.

E Magnesiumhydroxyd, $Mg(OH)_2$, ist weiß und unlöslich.

F Zinkhydroxyd, $Zn(OH)_2$, ist weiß, in überschüssiger Lauge löslich.

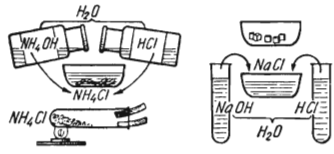
G Silberhydroxyd, AgOH, ist weiß, wird sofort schwarz durch Übergang in Silberoxyd AgO.

H Eisenhydroxyd, $Fe(OH)_2$, entsteht mit Lauge aus einem zuerst weißgrünen, dann rotbraunen Niederschlag (Rost).



I Ammoniak, NH_3, ist ein farbloses, leichtes, stechend riechendes Gas, das Lackmus vorübergehend blau färbt und mit Salzsäure weiße Nebel bildet.

K Salmiakgeist ist die gesättigte Lösung von Ammoniakgas in Wasser und entspricht einer schwachen Lauge von der Zusammensetzung NH_4OH.

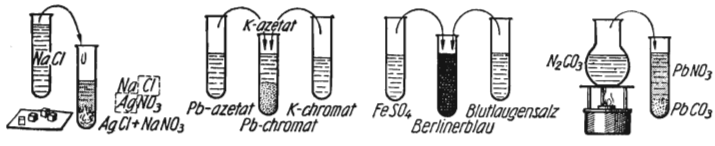


13. Neutralisation

A Eine Neutralisation ist immer die Vereinigung einer Lauge und einer Säure zu einem Salz mit Wasser.

B Salmiaksalz ist Ammoniumchlorid, NH_4Cl, es bildet faserige Kristalle und sublimiert beim Erhitzen.

C Ammoniumsulfat NH_4SO_4, ist ein farbloses Salz und dient als Düngemittel.



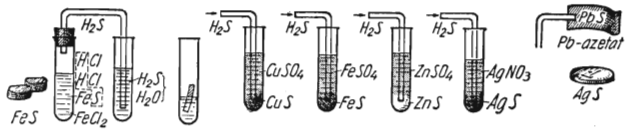
14. Doppelte Umsetzung unter Salzen

A In doppelter Umsetzung verbinden sich zwei Salze unter Austausch der Säurereste zu neuen Salzen.

B Chromgelb, $PbCrO_4$, ist gelb, unlöslich, giftig und dient als Malerfarbe.

C Preußischblau ist eine Verbindung aus Eisensalz und rotem Blutlaugensalz.

D Bleiweiß, $PbCO_3$, ist ein weißes Pulver und dient als Malerfarbe.



15. Sulfide und Schwefelwasserstoff

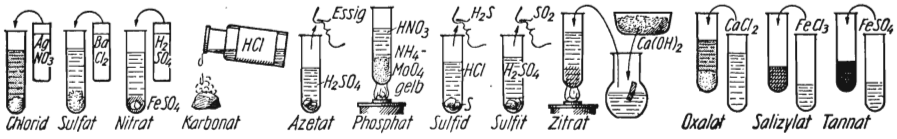
A Schwefelwasserstoff, H_2S, ist ein farbloses, schweres, nach faulen Eiern riechendes, giftiges Gas, das Bleiazetatpapier bräunt und Lackmus rot färbt.

B Die Sulfide sind die Salze der Schwefelwasserstoffsäure H_2S, sie enthalten immer den Säurerest S.

C Kupfersulfid CuS, Bleisulfid PbS, Silbersulfid AgS, Eisensulfid FeS sind schwarz, Zinksulfid ZnS ist weiß.

16. Erkennung der Säurereste in Salzen

Zur Erkennung der Salze ist zuerst der darin enthaltene Säurerest und dann das damit verbundene Metall nachzuweisen.



A Salzsäure, H Cl, die Salze heißen Chloride, sie geben mit Silbernitrat weißflockigen Niederschlag.

B Schwefelsäure, H_2SO_4, die Salze heißen Sulfate, sie geben mit Bariumchlorid weißen Niederschlag.

C Salpetersäure, H NO_3, die Salze heißen Nitrate, sie geben um Eisensulfat mit Schwefelsäure eine braune Schicht.

D Kohlensäure, H_2CO_3, die Salze heißen Karbonate, sie brausen mit Salzsäure auf und das entweichende Gas trübt Kalkwasser.

E Essigsäure, H $C_2H_3O_2$, die Salze heißen Azetate und riechen nach Zusatz von Schwefelsäure nach Essig.

F Phosphorsäure, HPO_4, die Salze heißen Phosphate, sie bilden mit Ammoniummolybdat-Salpetersäuremischung beim Erwärmen gelben Niederschlag.

G Schwefelwasserstoffsäure, H_2S, die Salze heißen Sulfide, sie riechen auf Zusatz von Salzsäure nach Schwefelwasserstoff.

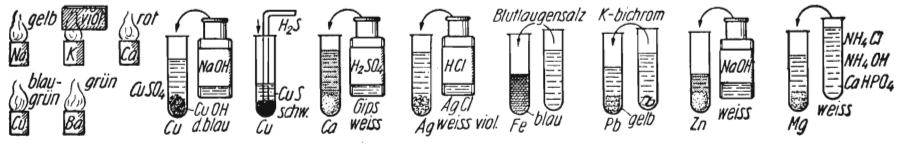
H Schweflige Säure, H_2SO_3, die Salze heißen Sulfite, sie riechen mit Schwefelsäure befeuchtet nach Schwefeldioxyd und entfärben rote Permanganatlösung.

I Zitronensäure, $H_3C_6H_5O_7$, die Salze heißen Zitrate, sie bilden mit Kalziumchlorid einen Niederschlag, der sich beim Erwärmen ausscheidet.

K Oxalsäure, $H_2C_2O_4$, die Salze heißen Oxalate, sie bilden mit Kalziumchlorid einen unlöslichen Niederschlag.

L Salizylsäure, $HC_7H_5O_3$, die Salze heißen Salizylate, ihre Lösung wird mit Eisenchlorid violett.

M Gerbsäure, die Salze heißen Tannate, sie geben mit Eisensulfat Schwarzfärbung.



17. Erkennung der Metalle in Salzen

N Natrium färbt die Flamme gelb.
Kalium färbt die Flamme violett.
Kalzium färbt die Flamme rot.

K u p f e r färbt die Flamme grün.
B a r i u m färbt die Flamme hellgrün.

O K u p f e r s a l z l ö s u n g e n kennt man auch daran, daß sie mit Lauge einen dunkelblauen Niederschlag von Kupferhydroxyd geben, und durch Einleiten von Schwefelwasserstoffgas einen schwarzen Niederschlag von Kupfersulfid zeigen.

P K a l z i u m l ö s u n g e n geben mit Schwefelsäure einen weißen Niederschlag von Gips.

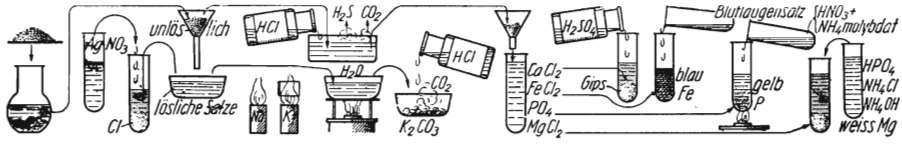
Q S i l b e r lösungen geben mit Salzsäure einen weißen, sich am Licht dunkel färbenden Niederschlag von Chlorsilber.

R E i s e n verbindungen, in Salzsäure gelöst, bilden mit rotem oder gelbem Blutlaugensalz einen blauen Niederschlag.

S Lösliche B l e i verbindungen erzeugen mit Kaliumbichromat einen Niederschlag von Chromgelb, unlösliche Bleiverbindungen umgeben sich beim Erhitzen auf einem Kohlestück mit einem gelben Beschlag von Bleioxyd.

T Lösliche Z i n k verbindungen geben mit Lauge weißes Zinkhydroxyd, das sich bei weiterem Hinzufügen von Lauge wieder löst.

U M a g n e s i u m verbindungen geben in einer Mischung von Salmiaksalz, Salmiakgeist und Kalziumphosphat einen weißen Niederschlag.



18. Untersuchung des Holzes

A Das Holz und auch die übrigen Pflanzen bestehen zum größten Teil aus Kohlenstoff und Wasser.

B Die Pflanzenasche enthält die unverbrennbaren, mineralischen Bestandteile der Pflanzen, die sie aus dem Boden durch die Wurzeln aufgenommen haben.

C Alle Pflanzen enthalten die Elemente C, H, O, Ca, K, Na, Fe, Mg, P, Cl und N als nie fehlende Bestandteile.

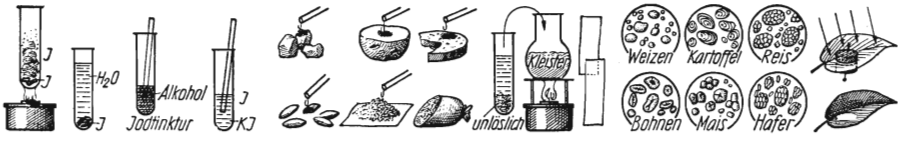
19. Die Ernährung

A Eine Nährlösung aus destilliertem Wasser mit Kalisalpeter, Bittersalz, Kalkphosphat und wenig Eisenchlorid vermittelt der Pflanze alle Bodennährstoffe.

B Die Entwicklung der Pflanze ist in erster Linie durch den Nährstoff bestimmt, der in relativ geringster Menge verfügbar ist.

C Durch die künstliche Düngung mit Kalksalz, Kalisalz, Stickstoff und phosphorsäurehaltigen Salzen kann der Ertrag eines Bodens bis auf das Zweifache des ungedüngten gesteigert werden.

D Die Pflanzen nehmen allen Kohlenstoff durch die Assimilation auf, d. h. durch die mit Hilfe der Lichtenergie erfolgende Zerlegung des von den Blättern eingeatmeten Kohlendioxyds.

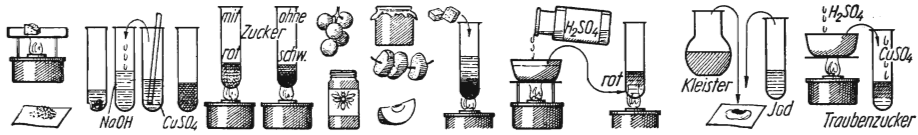


20. Stärke

A Stärke, $C_6H_{10}O_5$, ist ein Kohlehydrat, sie ist weiß, unlöslich und färbt sich mit Jodlösung blauviolett.

B Jod, J, ist ein Element; es bildet metallisch glänzende Schüppchen und sublimiert als violetter Dampf.

C Jod ist in Wasser wenig löslich, seine Lösung in Alkohol heißt Jodtinktur.

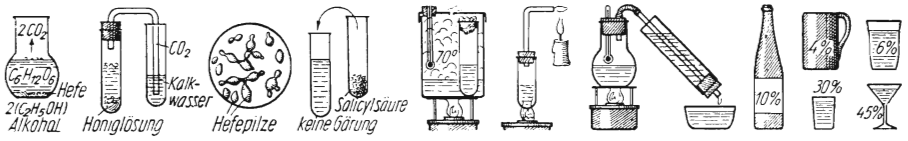


21. Zucker

A Traubenzucker, $C_6H_{12}O_6$, ist ein Kohlehydrat, schwach süß, gibt mit der Zuckerprobe Rotfärbung.

B Rohrzucker, $C_{12}H_{22}O_{11}$, ist ein Kohlehydrat, stark süß, kristallin, gibt bei der Zuckerprobe keine Rotfärbung.

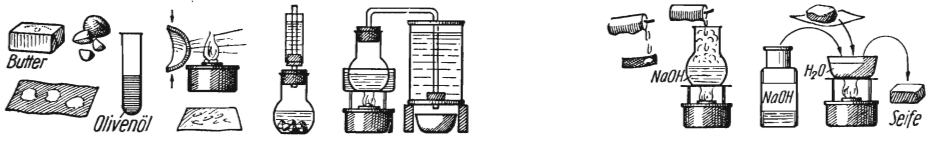
C Stärke, $C_6H_{10}O_5$, verwandelt sich in Traubenzucker, $C_6H_{12}O_6$, unter Einwirkung von Säuren, der Diastase der Gerste und des Ptyalins des Speichels.



22. Alkoholische Gärung

A Die alkoholische Gärung zerlegt durch die Tätigkeit von Hefepilzen den Traubenzucker in 2 Teile Alkohol und 2 Teile Kohlendioxyd.

B Alkohol, C_2H_5OH, ist eine leichte, stark riechende, mit blauer Flamme brennende Flüssigkeit.



23. Fett

A Fette und Öle geben auf Papier einen bleibenden Fettfleck.

B Ätherische Öle geben einen bald verschwindenden Fettfleck.

C Fette sind unlöslich in Wasser, aber löslich in Benzin und Benzol.

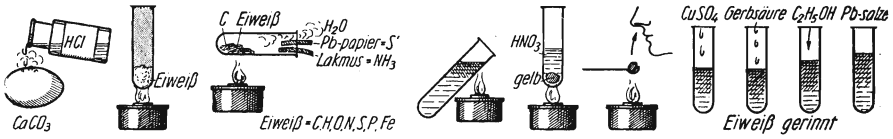
D Tierische Fette sind: Talg, Schweinefett, Tran, Butter und Margarine.

E Pflanzenfette sind: Olivenöl, Sesamöl, Erdnußöl, Palmkernöl, Palmöl, Kokosfett.

24. Seife

A Fette sind gemischt aus Verbindungen der drei Fettsäuren Palmitinsäure, Stearinsäure und Ölsäure mit Glyzerin.

B Die Fettsäuren geben in Verbindung mit Laugen Seifen, und zwar mit Na feste Kernseife, mit K flüssige Schmierseife, mit Ca unlösliche Kalkseife, mit Pb klebrige Pflaster.

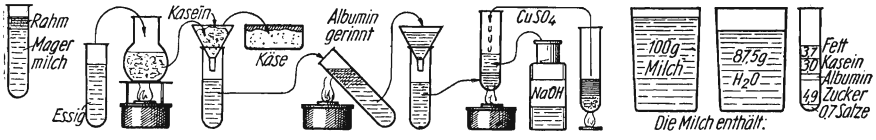


25. Eiweiß

A Alle Eiweißarten färben sich mit Salpetersäure gelb und riechen beim Erhitzen nach verbranntem Horn.

B Eiereiweiß färbt sich mit Salpetersäure gelb und gerinnt beim Erhitzen.

C Flüssigkeiten, die geringe Mengen Eiereiweiß enthalten, werden beim Erhitzen trübe.



27. Milch

A Milcheiweiß gerinnt nicht beim Erhitzen, es gerinnt aber auf Zusatz von Säure.

B Eiereiweiß oder Albumin gerinnt beim Erhitzen, aber nicht mit Säure.

C 1 Liter Milch enthält 30 g Kasein, 5 g Albumin, 34 g Fett, 49 g Milchzucker, 7 g Salze und 875 g Wasser.

28. Von Kleidung und Faserstoffen

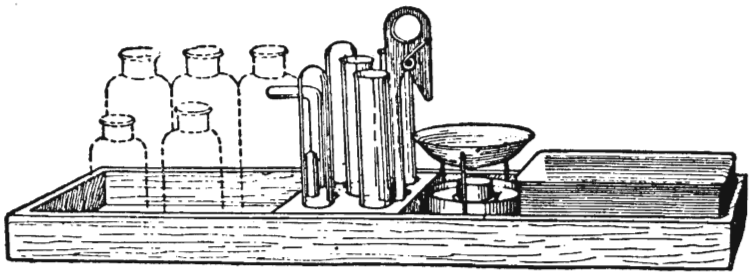
A Die tierischen Fasern: Wolle und Seide riechen beim Verbrennen nach verbranntem Horn, pflanzliche Fasern: Baumwolle, Leinen, Jute und Kunstseide riechen nach verbranntem Papier.

B Wolle und Seide lösen sich in Natronlauge; Kunstseide, Baumwolle, Jute und Leinen lösen sich nicht.

C Wolle und Seide färben sich leichter als Baumwolle und Leinen, letztere erst nach Vorbehandlung.

D Durch Auflösung von Zellulose, die durch feine Öffnungen zu dünnen Fäden ausgepreßt und in einem Säurebad verfestigt wird, entsteht Kunstseide.

Um in einfachen Schulverhältnissen, oder wenn die verfügbaren Mittel es nicht gestatten, den Kosmos-Baukasten Chemie in mehrfacher Anzahl zu beschaffen, gleichwohl einen Chemie-Unterricht in Schülerübungen zu ermöglichen, wurde das



SCHÜLERGERÄT CHEMIE

geschaffen, mit dem 432 Versuche nach W. Fröhlichs „Erlebte Chemie" ausgeführt werden können.

Während der Kosmos-Baukasten Chemie ein vollständiges Laboratorium darstellt, das alle Chemikalien wie alle Geräte für die Versuche umfaßt, besteht das Schülerarbeitsgerät nur aus

1 Holzkasten ohne Deckel, 1 Grundplatte, 1 Probierglashalter, 5 Probiergläsern, 1 Gummistopfen mit Bohrung, 1 Winkelrohr, 1 Spirituslampe mit Kocheraufsatz, 1 Lötrohrspitze, 3 Steckstiften, 1 Emailschale, 1 Emailtrog, 1 Uhrglas, 1 Probierglasbürste.

Der Kasten enthält noch Raum für einige Medizinflaschen, die von den Schülern selbst beigebracht werden. Chemikalien sind nicht beigegeben. Der Lehrer muß die nicht sehr große Mühe auf sich nehmen, sie von Fall zu Fall auszuteilen. Es wird dabei vorausgesetzt, daß er für seine Vorbereitung den großen Baukasten Chemie besitzt, der ihm auch die Ausrüstung gibt, um Versuche, soweit sie sich mit dem einfachen Schülergerät nicht ausführen lassen, als Schauversuche vorzuführen. Die Chemikalien entnimmt er ebenfalls dem großen Kasten, oder er wird sie, falls sie für diesen mehrfachen Bedarf nicht ausreichen, vom Verlag oder von der nächsten Apotheke nachbeziehen. Eine besondere Anleitung für das Schülergerät wird nicht ausgegeben, vielmehr gilt auch hierfür die Anleitung des vollständigen Kastens.

Preis des Schülergeräts Chemie nach vorstehendem Inhalt DM 9.50.

FRANCKH'SCHE VERLAGSHANDLUNG STUTTGART
Abt. Kosmos-Lehrmittel

REGISTER

Seite

Aktivkohle 169
Albumin 132, 136
Aldehyd 187
Alizarin 185
Alkohol 123
Alpenkalk 72
Aluminium 155
Aluminiumchlorid 155
Aluminiumhydroxyd . . . 155
Aluminiumsulfat 156
Aminoplast 191
Ammoniakgas 87, 163
Ammoniummolybdat . . . 66
Ammoniumsulfat 90
Analyse 18, 21
Anilin 175
Anilinchlorid 144
Anilinschwarz 177
Anilinsulfat 175
Anilinwasser 144
Anthrachinon 184
Anthrahydrochinon 185
Anthrazen 184
Aschenuntersuchung . 105, 108
Aspirin 181
Assimilation 115
Ätherische Öle 127
Atmung 36
Autogene Schweißung . . . 44
Azetaldehyd 188
Azetylengas 44, 95
Bakelit 190
Bariumchlorid 97
Bariumchromat 102
Bariumsulfat 101
Basalt 80
Baumwolle 138
Bauxit 157
Benzoesäure 181
Benzol 128, 164, 173
Bergkristall 81, 158
Bessemerbirne 151
Bittersalz 47
Blancfix 102
Blei 30
Bleiazetat 67
Bleichlauge 85, 145
Bleichromat 91
Bleiglätte 30, 149
Bleinitrat 62
Bleioxyd 30
Blitzlicht 22
Blutlaugensalz 91
Bodenuntersuchung 112
Bremerblau 103
Brenzkatechin 179
Brom 169
Bromsilber 64
Bronze 154
Buna 192
Bunsenbrenner 165
Clor 53, 84, 168

Seite

Chlorkalk 55
Chlorophyll 115, 119
Chlorsilber 63, 90
Chlorwasser 55, 168
Chlorwasserstoffgas 54
Chrom 155
Chromgelb 91, 102
Chromoxydgrün 104
Chromrot 104
Destillation, trockene . 105, 162
Destillierapparat 67
Doppelte Umsetzung 90
Düngung 113
Edelmetalle 31
Eisen 21, 148
Eisenchlorid 57
Eisenerz 148
Eisenhydroxyd 86
Eisenoxyd 24
Eisensulfat 47
Eisensulfid 21, 92
Eiweiß 131
Elektrolyse 15, 53. 55, 85
Elemente 19
Entfärben 168
Eosin 183
Essigsäure 66, 126
Faserstoffe 138
Fett 127
Fettsäure 129
Filtrieren 33, 46
Fixiersalz 71
Flamme 164
Flammenfärbung . . . 31, 49
Fleisch 134
Fluoreszin 183
Formaldehyd 188
Fuchsin 177
Galalith 188
Gärung 123
Gasmaske 170
Gebrannter Gips 74
Gebrannter Kalk 75
Gerbsäure 99, 133
Gips 73. 81
Glas 158
Glimmer 80
Glyptale 190
Glyzerin 129
Gold 31
Granit 80
Grünspan 66
Gußeisen 151
Hammerschlag 30
Harzleim 145
Harzseife 130
Heizgas 161
Heparprobe 94
Hochofen 150
Holzasche 106
Holzschliff 143
Humus 113

Seite

Hydrochinon 179
Hydroxyde 83
Jod 117
Jodkaliumlösung 125
Jodkaliumstärkepapier . . . 166
Jodoformprobe 125
Jodtinktur 117
Jurakalk 82
Jute 138
Kadmiumgelb 102
Kalilauge 83
Kalisalpeter 59
Kalisalze 82
Kalium 31
Kaliumbromid 64
Kaliumsulfat 60
Kaliumkarbonat 108
Kaliumpermanganat 26
Kalk 71
Kalklauge 76, 83
Kalkmilch 76, 85
Kalkofen 76
Kalkseife 77, 130
Kalkspat 72, 81
Kalkstickstoff 25, 95, 114
Kalkwasser 34
Kalzium 23
Kalziumbikarbonat 78
Kalziumchlorid 72
Kalziumkarbid 94
Kalziumkarbonat 72
Kalziumphosphat 66
Kalziumsulfat 73
Karbid 94
Karbonate 67, 72
Kekulé 173
Kerzenflamme 34, 165
Kieselsäureskelett 159
Kleidung 138
Kleister 119
Knallgas 18
Knochen 66
Kobaltblau 156
Kochsalz 55, 82
Kohle 29, 161
Kohlehydrat 119
Kohlendioxyd . . . 29, 33, 39, 76
Kohlenmonoxyd . . . 151, 167
Kohlensäure 33, 39
Kohlenstoff 29, 34
Kohlenwasserstoffgas . . . 95
Koks 163
Korallenkalk 82
Kreide 82
Kreislauf des Sauerstoffs . 36
Kristalle 46
Kristallsoda 68, 74
Kristallwasser 68, 74
Kupfer 18, 154
Kupferazetat 66
Kupferhydroxyd 85
Kupferlasur 81

Seite

Kupfernitrat 62
Kupferoxyd 30
Kupfersulfat 48
Kupfersulfid 20
Kunstseide 141
Kunststoffe 186
Laugen 82
Lavoisier 24
Liebig 110
Lignin 144
Lithopon 102
Löten 89
Luft 25
Magnesium 22
Magnesiumchlorid 58
Magnesiumhydroxyd 86
Magnesiumoxyd 22
Magnesiumsulfat 47
Malachit 81
Malfarben 100
Marmor 72
Marsgelb 103
Mergel 82
Messing 155
Metaldehyd 188
Methan 163
Milch 135
Milcheiweiß 136
Milchzucker 136
Mischung 20
Mörtel 79
Muschelkalk 82
Nagelfluh 81
Nährlösung 110
Naphthalin 164, 172, 183
Natrium 31
Natriumazetat 70, 127
Natriumbikarbonat . 69, 73
Natriumchlorid 56
Natriumhydroxyd 83
Natriumkarbonat 67
Natriumsulfat 57
Natriumsulfit 71
Natriumthiosulfat 71
Natriumzitrat 70
Natronlauge 83
Natronsalpeter 90
Nebelfilter 171
Neutralisation 89
Nickelnitrat 155
Nitrobenzol 174
Ocker 103
Ölsäure 129

Seite

Oxalsäure 70
Oxydation 30
Palmitinsäure 129
Papier 142
Papierfabrikation 146
Paraformaldehyd 188
Pflanze, Ernährung 109
Pflaster 130
Phenol 178
Phenolphthalein 183
Phlorogluzin 180
Phosphate 65
Phosphor 65
Phosphorpentoxyd . . 31, 65
Phosphorsäure 65
Photographie 64
Phthalsäure 182
Platin 31
Polymerisation 191
Pottasche 107
Preußischblau 91
Pyrit 80
Pyrogallol 180
Quarz 80, 158
Rauch 34
Reduktion 149
Resorzin 179
Rohrzucker 121
Rost 32, 86
Rostschutz 32
Roteisenstein 81
Rückflußkühler 126
Ruß 34
Saccharin 182
Salizylsäure 70, 178
Salmiakgeist 41, 88
Salmiaksalz 89
Salpetersalz 59
Salpetersäure 58
Salze 96
Salzsäure 50
Salzsäuregas 52
Sandstein 81
Sauerstoffdarstellung . . . 27
Sauerstoffgas 17
Säuren 39
Säurerest 48, 57, 97
Schiefer 81
Schießpulver 59
Schwefel 19
Schwefeldioxyd 28
Schwefeleisen 21
Schwefelsäure 41

Seite

Schwefelwasserstoff . . 92, 93
Schweflige Säure . . 40, 71
Seide 138
Seife 129
Silber 22
Silberbromid 64
Silberchlorid 63
Silberhydroxyd 86
Silbernitrat 62
Silberoxyd 21, 86
Silberspiegel 187
Silbersulfid 93
Silizium 158
Soda 64
Stärke 116
Stearinsäure 129
Steinkohle 162
Stickstoff 25
Stickstoffdioxyd 60
Sublimieren 19
Sulfate 48
Süßwasserkalk 82
Synthese 18, 21
Teer 163, 171
Teerdestillation 172
Thomasverfahren 152
Tinte 98
Traubenzucker 119
Tribromphenol 179
Trommersche Probe 119
Ultramarinblau 103
Verbindung 18, 21
Verbrennen 22
Verbrennung 29
Vinylchlorid 191
Vulkane 80
Wasser 15
Wasser, destilliertes 65
Wasserstoffgas . . 17, 43, 45
Wolle 138
Zellulose 144
Zellwolle 142
Zement 160
Zink 23
Zinkchlorid 153
Zinkhydroxyd 86
Zinkoxyd 23
Zinksulfat 46
Zinn 153
Zitronensäure 70
Zucker 119
Zuckerprobe 119

Kosmos-Baukasten

ELEKTROTECHNIK

540 Versuche

Mit einem Anleitungsbuch von
WILHELM FRÖHLICH

Lehrbuch der Physik für die Unterstufe III. Teil, 15. Aufl. 1950, 168 Seiten, mit 370 Abbildungen

Anleitungsbuch	DM 8.80
Baukasten mit Anleitungsbuch	DM 62.50
Ermäßigter Preis für Kosmos-Mitglieder	DM 60.—

Gliederung des Lehrgangs:

1. Versuche zur Lehre vom Magnetismus
2. Versuche über elektrische Ladungen
3. Was ist Elektrizität?
4. Der elektrische Strom
5. Stromwirkungen
6. Der Elektromagnet
7. Die Klingel
8. Der Telegraf

8a. Weitere Anwendung des Elektromagnets

9. Stromstärke
10. Widerstand
11. Spannung
12. Das Ohm'sche Gesetz
13. Stromleistung und Stromarbeit
14. Thermostrom und Fotostrom
15. Magnetelektrizität
16. Wechselstrom und Dreiphasenstrom
17. Wechselstrom und Transformator

17a. Wirbelstrom und Selbstinduktion

18. Elektrische Beleuchtung
19. Elektrisches Kochen und Heizen
20. Der Elektromotor
21. Der Akkumulator
22. Das Telefon
23. Kapazität u. Kondensatoren
24. Aus der Meßtechnik
25. Widerstandsmessungen
26. Versuche m. d. Meßgruppe
27. Schaltungen von Batterien und Stromverbrauchern
28. Weitere Versuche mit Wechselstrom
29. Der Drehstrommotor
30. Gleichrichter und Wechselrichter
31. Das Kosmos-Netzstromgerät
32. Vom Umgang mit dem elektrischen Strom

Kosmos-Baukasten

RADIO-TECHNIK

385 Versuche

Mit einem Anleitungsbuch von
WILHELM FRÖHLICH

5. Auflage 1951, 160 Seiten mit 276 Abbildungen

Anleitungsbuch	DM 12.—
Baukasten mit Anleitungsbuch	DM 88.—
Ermäßigter Preis für Kosmos-Mitglieder	DM 85.—

Gliederung des Lehrgangs:

1. Hundert Jahre Vorarbeit
2. Heinrich Hertz entdeckt die elektrischen Wellen
3. Drahtlose Telegrafie
4. Der Schwingungskreis
5. Kapazität
6. Selbstinduktion
7. Schwingungszahl und Wellenlänge
8. Radiotechnische Messungen
9. Der Detektor
10. Die Radioröhre
11. Die Röhre im Empfänger
12. Ein Demonstrationsgerät
13. Radio-Lehrgang für Schule und Vortrag
14. Untersuchung der Radioröhren
15. Netzanschlußgeräte
16. Versuche m. d. Glimmlampe
17. Mehrfachverstärkung
18. Die Röhre als Schwingungserzeuger
19. Andere Radioröhren
20. Überlagerung und Zwischenfrequenz

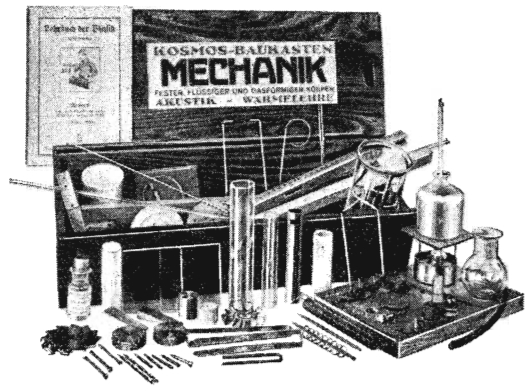
Ausführliche Werbeschrift L 61 über die Kosmos-Baukästen auf Verlangen kostenlos

FRANCKH'SCHE VERLAGSHANDLUNG STUTTGART

Abt. Kosmos-Lehrmittel

Kosmos-Baukasten

MECHANIK



540 Versuche aus der Mechanik fester, flüssiger und luftförmiger Körper, der Lehre vom Schall und der Wärme

Mit einem Anleitungsbuch von
WILHELM FRÖHLICH

Lehrbuch der Physik für die Unterstufe I. Teil, 9. Auflage 1952, 160 Seiten mit 330 Abbildungen und 2 Tafeln, Anleitungsbuch DM 8.80

Baukasten mit Anleitungsbuch DM 94.—, ermäßigter Preis für Kosmos-Mitglieder DM 91.—

Gliederung des Lehrgangs:

Mechanik der festen Körper

1. Ruhe und Bewegung
2. Beharrungsvermögen
3. Fallen und Werfen
4. Das Pendel und die Uhr
5. Die Fliehkraft
6. Die Reibung
7. Vom Schwerpunkt und vom Umfallen
8. Kohäsion und Adhäsion
9. Der Hebel
10. Die Rollen
11. Wellrad, Haspel und Kurbel
12. Die schiefe Ebene
13. Der Keil
14. Von den Schrauben
15. Arbeit und Leistung
16. Arbeitsfähigkeit oder Energie

Mechanik der flüssigen Körper

17. Vom Wasserdruck
18. Vom Auftrieb und vom Schwimmen
19. Das spezifische Gewicht

Mechanik der luftförmigen Körper

20. Das Gewicht der Luft
21. Die Atmosphäre und der Luftdruck
22. Von den Pumpen
23. Der Luftdruck und das Barometer
24. Luftfahrt

Die Lehre vom Schall

25. Knall, Geräusch, Ton
26. Pfeifen und andere Musikinstrumente

Die Lehre von der Wärme

27. Wärmezustand eines Körpers — Das Thermometer
28. Ausdehnung der Körper durch Wärme
29. Wärmemenge und Wärmequellen
30. Wärmeströmung
31. Wärmeleitung
32. Wärmestrahlung
33. Schmelzen und Erstarren
34. Sieden und Kondensieren
35. Die Dampfmaschine
36. Der Benzinmotor

Kosmos-Baukasten

OPTIK

Die Lehre vom Licht
in 320 Versuchen

Mit einem Anleitungsbuch von
WILHELM FRÖHLICH

Lehrbuch der Physik für die Unterstufe II. Teil, 9. Auflage 1951, 88 Seiten mit 155 Abbildungen

Anleitungsbuch DM 5.80

Baukasten mit Anleitungsbuch DM 70.—

Ermäßigter Preis für Kosmos-Mitglieder DM 67.—

Gliederung des Lehrgangs:

1. Was ist das Licht?
2. Zurückwerfung des Lichtes
3. Brechung des Lichtes
4. Der Fotoapparat
5. Das Auge
6. Wir vergrößern
   Die Lupe
   Der Bildwerfer
   Der Aufbildwerfer
   Das Mikroskop
7. Fernrohre
8. Das Licht und die Farben
9. Bildwerfer und Kinogerät
10. Fernsehen
11. Wir fotografieren
12. Linsen für fotogr. Apparate
13. Lichtmessungen
14. Spiegel
15. Optische Messungen
16. Raumwirkung und Farbensehen
17. Polarisation, Interferenz, Beugung

FRANCKH'SCHE VERLAGSHANDLUNG STUTTGART
Abt. Kosmos-Lehrmittel

WILHELM FRÖHLICH

Kleine Naturlehre für Volksschulen

Physik- und Chemie-Unterricht für einfache Schulverhältnisse
unter Verwendung der Kosmos-Baukästen

39 Unterrichtsstunden Physik und 14 Unterrichtsstunden Chemie, 9. Auflage 1950. DM 4.80

Physik

1. Von der Kraft
2. Das Beharrungsvermögen
3. Das Pendel und die Uhr
4. Reibung
5. Vom Schwerpunkt und vom Umfallen
6. Heben von Lasten
7. Der Rollenzug
8. Von der Schaukel und von der Waage
9. Vom Wasser
10. Vom Schwimmen
11. Das Materialgewicht
12. Von der Luft
13. Luftdruck
14. Von den Pumpen
15. Luftfahrt
16. Von Tönen
17. Andere Musikinstrumente
18. Ausdehnung der Körper durch Wärme
19. Das Thermometer
20. Von der Ausbreitung der Wärme
21. Vom Sieden
22. Der Benzinmotor
23. Von den Spiegeln
24. Brechung des Lichts
25. Der fotografische Apparat und das Auge
26. Das Fernrohr
27. Magnetismus
28. Elektrizität
29. Elektrischer Strom
30. Der Elektromagnet
31. Die Klingel
32. Der Telegraf
33. Messung des Stromes
34. Die Erzeugung des Lichtstromes
35. Transformatoren
36. Der Elektromotor
37. Drehstrom
38. Telefon
39. Radio

Chemie

1. Vom Verbrennen
2. Luft und Atmung
3. Das Wasser
4. Säuren, Laugen, Salze
5. Das Kochsalz
6. Der Kalk
7. Von den Steinen
8. Das Heizgas
9. Das Eisen
10. Der Zucker
11. Gärung und Alkohol
12. Stärke und Brot
13. Eiweiß und Fleisch
14. Die Milch

Dieser Lehrgang beschränkt sich auf das Allerwichtigste und Wissenswerteste, das heute bei der steigenden Bedeutung der Technik auch die Volksschule ihren Schülern an bescheidenen Wissen ins Leben mitgeben muß. In etwa einem Jahreskurs kann er mit wöchentlich einer Stunde bewältigt werden. Die Auswahl stellt ungefähr die untere Grenze dar, wenn noch ein methodisches Fortschreiten erreicht werden und der Schüler aus eigener Überlegung und aus eigener Beobachtung die Erscheinungen zu erklären und zu verstehen imstande sein soll.

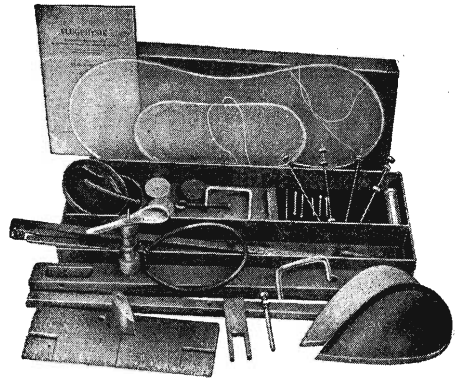
Kosmos-Baukasten

FLUGPHYSIK

Mit einer methodischen ersten Einführung in die Physik des Fliegens in 35 praktischen Versuchen von

WILHELM FRÖHLICH

Anleitungsheft, 12 Seiten mit 22 Abbildungen	DM 1.20
Baukasten mit Anleitung	DM 28.50
Ermäßigter Preis für Kosmos-Mitglieder	DM 27.50



Dieser Lehrgang bildet eine Erweiterung des Abschnittes „Luftfahrt" aus dem Anleitungsbuch zum Kosmos-Baukasten Mechanik. Er umfaßt nur das Notwendige von den Grundlagen der Physik des Fliegens mit Geräten schwerer als Luft, was in heutiger Zeit dem Schüler unmöglich vorenthalten werden darf.

FRANCKH'SCHE VERLAGSHANDLUNG STUTTGART

Abt. Kosmos-Lehrmittel

Tafel I Der Weg des Eisens

Tafel II Die Herstellung von Heizgas

Tafel III Die Herstellung des Zuckers

KOSMOS-BAUKÄSTEN

sind Lehrmittel zur lebendigen Gestaltung des ersten Unterrichts in Physik und Chemie.

Die Kosmos-Baukästen sind aus langjähriger Unterrichtspraxis hervorgegangen. Sie erwiesen sich als wertvolles Lehrmittel, das an Oberschulen, wie an Volks- und Berufsschulen Eingang fand, darüber hinaus aber der geldschwachen Landschule vielfach überhaupt erst die Möglichkeit bot, einen fruchtbaren, methodischen Unterricht zu erteilen.

Die Bauteile sind auf die denkbar einfachste Form gebracht, sie können dadurch überraschend vielseitig verwendet werden und die damit gebauten Modelle werden damit unterrichtlich besonders wertvoll. Das Bauen der Modelle geschieht ohne Werkzeuge und ohne Zeitverlust.

In den Oberschulen,

die meistens mit fertigen Demonstrationsgeräten ausgerüstet sind, wurde die Verwendung der Kosmos-Baukästen für Schülerübungen, bei der Gruppenarbeit und in Arbeitsgemeinschaften als sehr wertvoll erkannt, da durch die praktische Betätigung des Schülers das Wesentliche des Versuchs rascher und dauerhafter erfasst wird, als durch bloßes Anschauen eines fertigen Modells. Außerdem weist das Anleitungsbuch auf viele Nebenversuche hin, die sich ohne Zeitverlust am einfachen Modell zeigen lassen und so zur Bereicherung des behandelten Stoffes beitragen.

In den Volksschulen,

bewähren sich die Kosmos-Baukästen ganz besonders, weil sie billig sind und gleichzeitig alles Material enthalten, um zu jedem nach Wunsch in Frage kommenden Versuch ein Modell zu erstellen.

Mit dem übersichtlich aufgebauten Anleitungsbuch wird dem Lehrer die Möglichkeit gegeben, in Verbindung mit den Baukästen einen lebendigen Arbeitsunterricht zu gestalten. Die aus den Baukastenteilen erstellten Modelle sind aber auch groß genug, um als Schaugeräte zu dienen.

In den Berufsschulen

findet die sachliche und anschauliche Lehrmethode mit den Kosmos-Baukästen große Anerkennung. Die überzeugende Darstellung durch den Bau einfacher Modelle von Maschinen und Vorrichtungen, wie sie uns tagtäglich begegnen, zeigt dem Schüler praktisch das Wesentliche des Vorgangs.

Für den Selbstunterricht

bieten die Kosmos-Baukästen eine reichhaltige Experimentier-Ausrüstung für Schüler, Studenten und Erwachsene. Dem Schüler ermöglichen sie den in der Schule behandelten Stoff zu Hause in eigenen Versuchen zu wiederholen, dem Studenten dienen sie als Grundlage zu eigenen Untersuchungen und dem Erwachsenen sind sie Mittel zu entspannender Feierabendbeschäftigung, zur Auffrischung technischer Kenntnisse oder für private Studien.

Man verlange die kostenlosen Werbeschriften L 75 für Oberschulen, L 61 für Volks- und Berufsschulen, L 74 für den Selbstunterricht.

FRANCKH'SCHE VERLAGSHANDLUNG STUTTGART
Abt. Kosmos-Lehrmittel